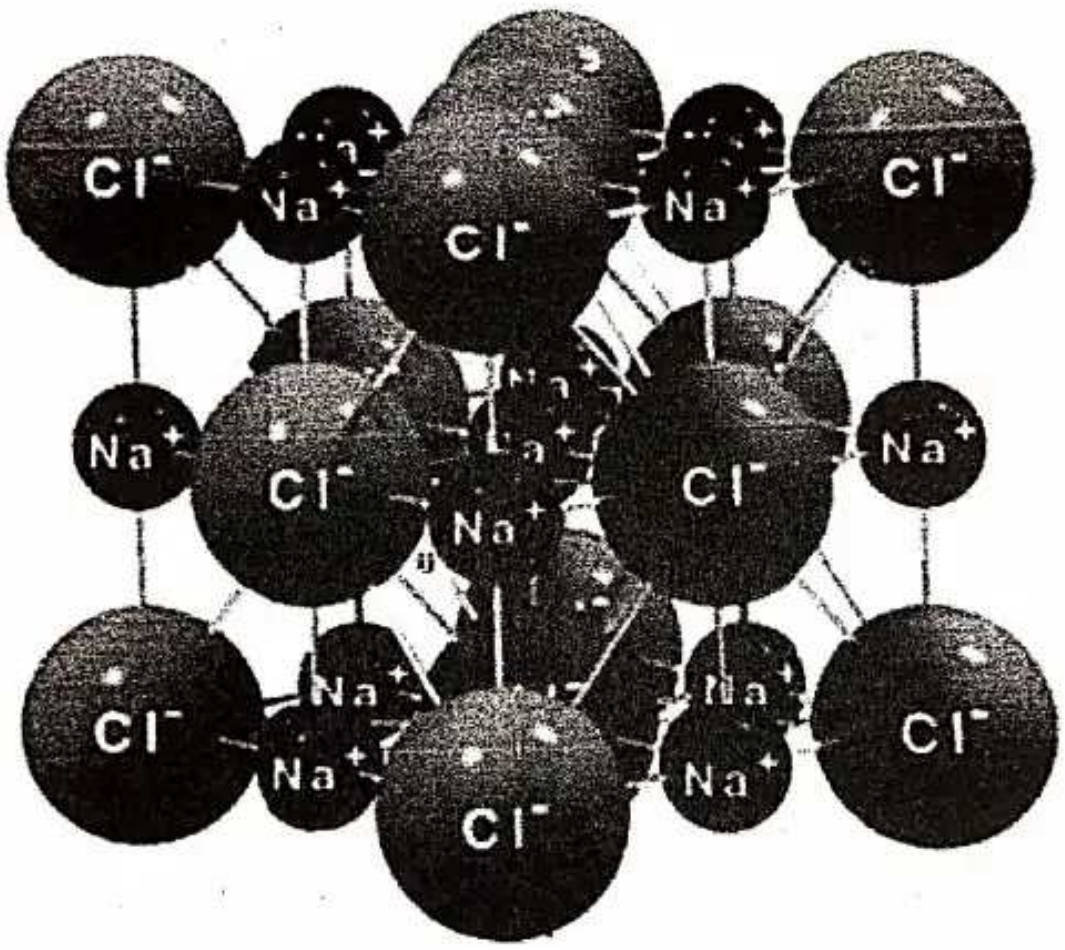
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE SANTO DOMINGO
Primada de América

FACULTAD DE CIENCIAS
ESCUELA DE QUÍMICA

Cuaderno de Trabajo
Química Básica
QUI-014



Prof. Carmen Leticia Mendoza G.
Prof. Apolinar Quezada

Santo Domingo
Enero, 2008

Scanned with CamScanner

CONTENIDO

UNIDAD I-ASPECTOS FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA BASICA 3

EJERCICIOS UNIDAD I..... 16

UNIDAD II- ESTRUCTURA DE LA MATERIA 21

EJERCICIOS UNIDAD II.....37

UNIDAD III- ENLACE QUIMICO.....41

EJERCICIOS UNIDAD III.....49

UNIDAD IV-CALCULOS, ECUACION Y COMPOSICION QUIMICA..... 53

EJERCICIOS UNIDAD IV..... 64

UNIDAD V- SOLUCIONES Y SOLUBILIDAD 69

EJERCICIOS UNIDAD V..... 77

UNIDAD VI- DESARROLLO DE LA QUÍMICA 81

EJERCICIOS UNIDAD VI..... 88

BIBLIOGRAFIA CONSULTADA..... 90

ANEXOS 91

NOMENCLATURA QUIMICA..... 92

PROGRAMA DE QUIMICA BASICA, UASD..... 99

Scanned with CamScanner

PRESENTACIÒN

Esta nueva edición del Cuaderno de Trabajo de Química Básica para estudiantes de la Universidad Autonoma de Santo Domingo, representa el esfuerzo de los autores por actualizar el contenido de este Cuaderno recopilando información de los mas modernos textos sobre la materia. Su objetivo sigue siendo el de facilitar la comprension de la Quimica a los estudiantes que inician sus estudios universitarios y a la vez despertar su interes por el estudio de las ciencias de la naturaleza, base del desarrollo tecnologico de la comunidad.

En su preparacion se utilizo el programa revisado al año 2006 de Quimica Basica, Qui-014 de la UASD, y contiene principios teoricos expuestos de manera sencilla, problemas resueltos y problemas propuestos que sirvan de autoevaluacion al estudiante.

LOS AUTORES:

Lic.Carmen Leticia Mendoza

Lic.Apolinar Quezada

Santo Domingo
Enero 2008

Scanned with CamScanner

UNIDAD I : ASPECTOS FUNDAMENTALES DE LA QUIMICA BASICA

CIENCIA Y MÉTODO CIENTÍFICO

La ciencia es el conocimiento adquirido y organizado mediante la utilización del método científico.Todas las ciencias utilizan el método científico, en sus diferentes variantes, para organizar o sistematizar la investigacion. El primer paso de este método es identificar el problema con claridad o sea **observar** los hechos que queremos investigar o resolver. En el segundo paso, el investigador trata de explicar las observaciones realizadas por medio de una **hipótesis**. Se realizan otros experimentos para probar esta hipótesis en tantas formas como sea posible. El tercer paso consiste en **desarrolar experimentos_controlados**, observar cuidadosamente y anotar datos o informaciones sobre lo que se está estudiando. En el paso siguiente y con los datos reunidos, y por ultimo, habiendo realizado la mayor cantidad de experimentos posibles se **resume la informacion obtenida en una ley.**

Observacion

Reunión de información mediante la **observación** de hechos bajo condiciones controladas y planeadas.

⇩

Formulación de la hipótesis

Examen y correlación de los hechos y los datos producidos en la experimentación y propuesta de una explicación posible para los eventos observados. **(hipotesis)**

⇩

Experimentación

Planeación y realización de más pruebas para comprobar la hipótesis

Si los experimentos posteriores no sustentan la hipótesis, ésta se rechaza o modifica.

Si los experimentos posteriores si apoyan la hipótesis, se le toma como teoría y se plantean más experimentos, si la experimentación adicional está de acuerdo con la teoría y no existen excepciones, se le considera a la teoría como una **ley**.

Scanned with CamScanner

Dentro de las ciencias, la **Química** es la que se ocupa del estudio de los materiales que constituyen el universo y los cambios que estos experimentan. Es una ciencia interdisciplinaria y por lo tanto relacionada con cualquier trabajo científico .El campo de aplicación de la Química es prácticamente ilimitado . Los químicos pueden trabajar en un laboratorio desarrollando nuevos fármacos, agroquímicos, polímeros y otras sustancias . Asimismo pueden utilizar computadoras para estudiar la estructura y propiedades de las moléculas o usar equipos electrónicos para determinar el grado de contaminación del ambiente .Muchas de las incógnitas en medicina y en biología están siendo exploradas a nivel de átomos y moléculas .La mayoría de las industrias dependen del trabajo del químico, cualesquiera que sean sus productos. A través del trabajo de investigación, los químicos diseñan productos nuevos y mejores técnicas para producir los ya conocidos . De igual manera controlan la calidad de los productos terminados.

Los diversos tipos de problemas que se presentan al quimico pueden clasificarse como pertenecientes a cinco subáreas de la química: **química orgánica, química inorgánica, química analítica, química física y bioquímica.** En el siguiente cuadro se resumen los campos de aplicación de cada una:

Ramas de la química	Campo de estudio	Ejemplos
Química orgánica	Estudia las sustancias que contienen carbono.	Obtención de la aspirina, $C_9H_8O_4$ o Tylenol, $C_8N_9NO_2$
Química inorgánica	Estudia las sustancias que no contienen carbono.	El fundamento del funcionamiento de la batería en un coche.
Química analítica	Estudia la composición de una muestra (cualitativa) y cuanto contiene (cuantitativa).	La medición de la cantidad de un pesticida específico en las aguas subterráneas.
Química física	Estudia las estructuras de las sustancias, la rapidez con que cambian (cinética) y el papel del calor en los cambios químicos (termodinámica)	Los cambios que se presentan cuando se funde el hielo para obtener agua líquida.
Bioquímica	Estudia las relaciones químicas en los sistemas vivos.	El mecanismo de fragmentación de algunos alimentos por la saliva cuando los masticamos.

Por todo lo dicho anteriormente podemos comprender que la Química es una ciencia de aplicación cotidiana y ampliamente diversificada.

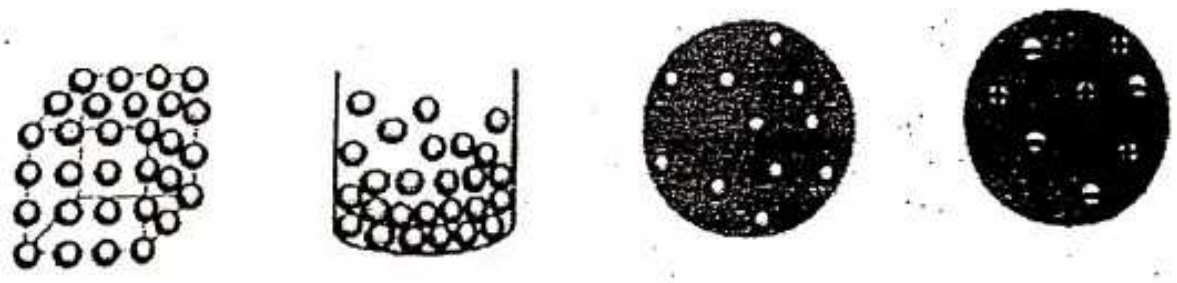
Scanned with CamScanner

CONCEPTOS FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA:

Materia: Es todo lo que ocupa un lugar en el espacio (tiene volumen) y posee masa .

Es importante destacar que existe diferencia entre los conceptos de masa y peso. **La masa** es invariable, y es la cantidad de materia que posee un cuerpo . **El peso** es la atracción que ejerce la fuerza de gravedad sobre la masa y como la gravedad varía ligeramente de un punto a otro del globo terráqueo, el peso de un cuerpo depende del lugar donde se mida.

La materia puede existir como **sólido, líquido o gas**, según sean la temperatura, la presión y las características propias de cada tipo de materia. Los tres estados en que puede existir la materia se conocen como **estados de agregación** de la materia. Algunos tipos de materia, como por ejemplo, el agua, pueden existir en los tres estados. Otros solo pueden existir en uno de ellos, descomponiéndose si se intenta cambiarlos de estado . La diferencia entre los tres estados tradicionales de la materia radica en las fuerzas de atraccion entre las particulas que la forman.



Sólido **Líquido** **Gas** **Plasma**

Figura1.1 Estados de la materia

Debido al avance científico y tecnológico que ha experimentado la humanidad en las últimas décadas, debemos considerar otros dos estados intermedios de la materia, en adición a los conocidos tradicionalmente: los **cristales líquidos y el plasma . Los cristales líquidos** conocidos como los " camaleones químicos" , son el puente de unión entre los estados, sólido y líquido . Tiene propiedades intermedias entre las de los sólidos cristalinos y los líquidos verdaderos. Son compuestos orgánicos que tienen la propiedad de cambiar de color al cambiar la temperatura, lo que permite su uso en las pantallas.

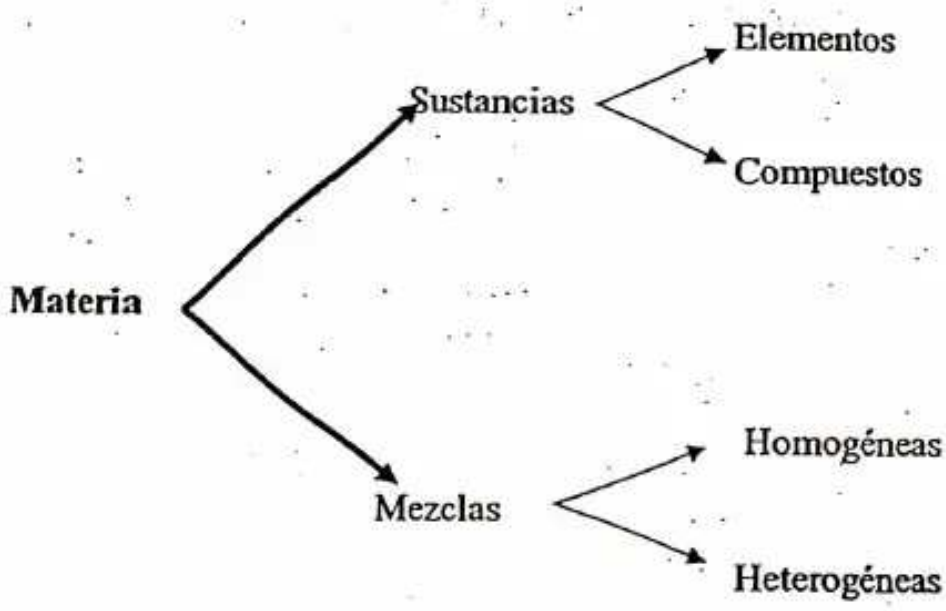
Scanned with CamScanner

Tarea

digitales de relojes, calculadoras, juegos electrónicos, automóviles, teléfonos, etc. También son usados en medicina como medio de diagnóstico de cáncer de piel, pecho y enfermedades vasculares .

El plasma es similar a un gas, pero las partículas que lo forman poseen cargas eléctricas en lugar de ser neutras, como en los gases. Es considerado por algunos como el cuarto estado de la materia. Sus aplicaciones principales están en el campo del análisis químico .También existen dos (2) estados condensados que son: **Bose Einstein y fermiónico.**

CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA:



Sustancias : Se caracterizan por **tener una composición constante** , es decir que cualquier porción de ella que tomemos tendrá la misma composicion que las demás porciones. Por ejemplo, la composición del agua es 88.9 % de Oxígeno y 11. 1 % de Hidrógeno y esta permanece constante , aunque la muestra sea tomada del acueducto, del río o de cualquier otro lugar.

Otra característica de las sustancias es que **sus componentes no pueden separarse por métodos fisicos** (filtrado, centrífugado, calentamiento) . Si consideramos el agua, es lógico deducir que un simple filtrado o aumento de temperatura no puede separar el oxígeno del hidrógeno .

Scanned with CamScanner

Una tercera característica de las sustancias es que cambian de estado a temperatura constante . Tomemos por ejemplo cierta cantidad de agua que se pone a calentar en una, estufa . Al llegar la temperatura a 100 ^{0}C esta empieza a cambiar de estado (liquido a gas). Si en este momento encendemos otra hornilla de la estufa para aumentar la cantidad de energía calórica que se suministra al agua , la temperatura de esta no aumenta, hasta que toda el agua líquida pase al estado de vapor.

Las sustancias se dividen a su vez en **elementos y compuestos** .Los elementos son las unidades básicas de la materia. No pueden descomponerse en otras sustancias más simples por métodos químicos comunes.Actualmente se conocen 116 elementos diferentes (IUPAC–OCT 2006) , de los cuales 90 son naturales y el resto sintéticos . Por ejemplo:oro, hierro, aluminio, oxigeno, son elementos naturales. Erbio, Lutecio, Europio, Americio, son elementos sintéticos.

Los elementos se representan por su **Símbolo Químico**, que consiste en la letra inicial del nombre del elemento en mayúscula, por ejemplo: carbono, C, oxígeno, 0, hidrógeno, H . Cuando dos o mas elementos tienen la misma inicial el símbolo es la letra inicial seguida de otra letra del nombre del elemento en minúscula. Por ejemplo: Hierro, Fe, Aluminio, Al, Cobalto, Co .

Nota: En la mayoría de los casos los símbolos son tomados de los nombres en latín : Sodio-Natrium-Na, Hierro-Ferrum-Fe, Oro-Aurum-Au.

Los compuestos estan formados por la unión química de dos o más elementos y por lo tanto, pueden descomponerse para obtener dos o más elementos diferentes . Por ejemplo: la sal de mesa puede descomponerse por la acción de una corriente eléctrica, en sodio y cloro

$$\text{Sal de mesa (Na CI)} + \text{corriente eléctrica (electrolisis)} \longrightarrow \underset{\text{sodio}}{\text{Na}} + \underset{\text{cloro}}{\text{Cl}_2}$$

Scanned with CamScanner

Un compuesto se representa por su **fórmula química** . La fórmula química indica cuales elementos forman un compuesto y en que proporción en que se pueden combinan.

Por ejemplo : la fórmula del agua es H_20 . Esta indica que el agua está formada por oxígeno e hidrógeno en proporción de 2 átomos de H por 1 átomo de O .La fórmula del dióxido de carbono es $C0_2$, indicando que está formado por C y O , en proporción de 2 átomos de O por cada átomo de C. Los subíndices que aparecen en las fórmulas químicas indican las relacion que se combinan los elementos en cada compuesto, es decir la cantidad de átomos de cada elemento presentes en un compuesto.

Ejemplos:

$CuSO_4$ (Sulfato de Cobre)	**$Al_2(CO_3)_3$ (Carbonato de Aluminio)**	**$BaCl_2 \bullet 2H_2O$ (Cloruro de Bario dihidrato)**
1 atomo de Cobre 1 atomo de Azufre 4 atomos de Oxigeno	2 atomos de Aluminio 3 atomos de Carbono 9 atomos de Oxigeno	1 atomo de Bario 2 atomos de Cloro 4 atomos de Hidrogeno 2 atomos de Oxigeno

ATOMOS Y MOLÉCULAS

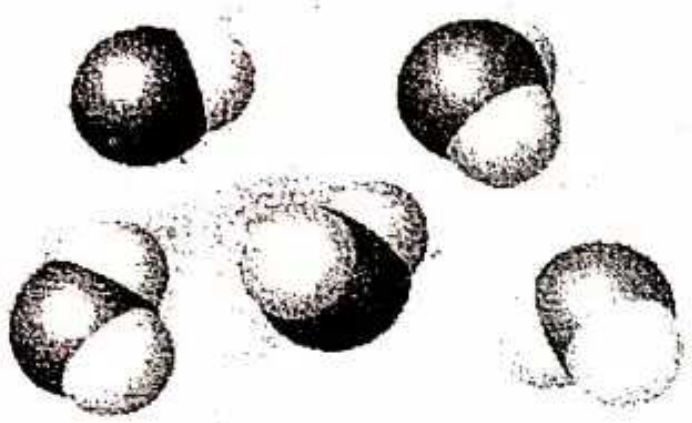
Los átomos son las partículas más pequeñas que cosntituyen un elemento, que conservan todas las propiedades físicas y químicas del elemento. A principios del Siglo XIX, Dalton sostuvo la teoría de que el átomo era indivisible, actualmente se conocen más de 30 partículas que existen dentro del átomo entre las cuales podemos mencionar: protón, electrón, neutrón, neutrino, positrón, bosón, mesón, quark, etc.

Cuando hablamos de elementos debemos referimos a átomos como las unidades básicas de estos. Así, debemos decir, átomos de hierro, átomos de cobre ó átomos de cloro .

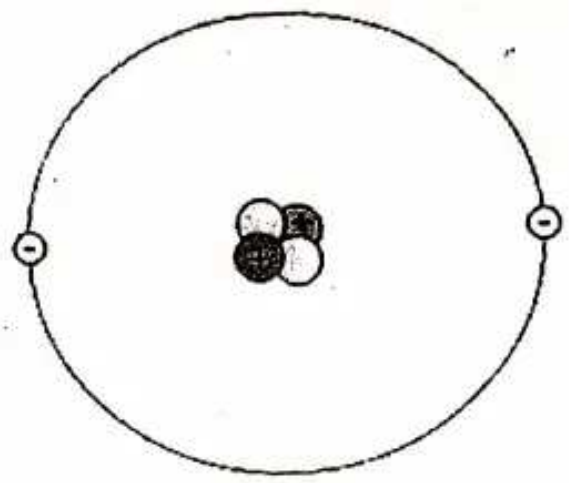
Las moléculas, se componen de átomos de elementos unidos entre sí por enlaces químicos. Son. las partículas más pequeñas de un compuesto que pueden existir conservando las propiedades del ompuesto . Las moléculas pueden estar formadas por átomos de diferentes elementos o por átomos del mismo elemento . Por ejemplo: La molécula del agua está

Scanned with CamScanner

formada por átomos de oxígeno e hidrógeno . Las moléculas de ozono (0_3) están formadas por el enlace de tres átomos de oxígeno. Cuando nos referimos a compuestos debemos hablar de moléculas . Así debemos decir moléculas de agua (H_2O) y no átomos de agua ó moléculas de sal (NaCl) y no átomos de sal .



MOLECULAS DE AGUA



ATOMO DE HELIO

Figura 1.2 Atomos y Moleculas

MEZCLAS: Son porciones de materia cuyas características son opuestas a las de las sustancias. Esto es:no presentan la misma composición en todas sus partes, sus componentes pueden separarse por métodos físicos. Por ejemplo, en la arena, puede observarse a simple vista las distintas partes que la forman, que difieren en color y tamaño. Asimismo, si pasamos un imán por una muestra de arena, observamos que se separa el hierro que contiene esta. Otro ejemplo de mezcla es el agua de mar, de la cual podemos separar el cloruro de sodio (sal) mediante una simple evaporación .

Las mezclas pueden ser **homogéneas y heterogéneas**. Las primeras son aquellas que presentan una sola fase (ó región observable), como por ejemplo: el aire o la sangre o el agua de mar. A estas se les llama también **soluciones**.

Las mezclas heterogéneas son aquellas que presentan más de una fase . Por ejemplo: arena – cemento, hierro – azufre y aceite – agua .

En las mezclas; los componentes de la misma, conservan sus propiedades individuales mientras que en las sustancias no.

Scanned with CamScanner

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS

son aquellas características que permiten diferenciarlas de otras sustancias . Por ejemplo : el alcohol tiene un olor característico mientras que el agua es inodora .

Las propiedades de las sustancias pueden ser **físicas o químicas. Las físicas** son aquellas que se pueden observar sin cambiar la composición de la sustancia. Por ejemplo: color, olor, peso, densidad, punto de ebullición, etc. **Las químicas** en cambio solo pueden observarse cuando la sustancia sufre un cambio en su composición . Por ejemplo para observar que el alcohol es inflamable, debe producirse la combustión del mismo con lo cual se transforma en otras sustancias diferentes . Otro ejemplo de propiedad química es el hecho de que el hierro en contacto con el oxígeno del aire, se oxida y forma óxido de hierro (herrumbe).

CAMBIOS FISICOS Y QUIMICOS

Las sustancias pueden experimentar dos tipos de cambios : **físicos y químicos**

Los físicos ocurren sin que cambie la composición de la sustancia . Por ejemplo, el agua pasa de líquido a vapor, pero sigue siendo agua . Asimismo, podemos romper una hoja de papel en varios pedazos sin que por eso deje de ser papel. Los cambios físicos se conocen como cambios de estado y pueden ser :

Sólido → líquido = Fusión

Líquido → sólido = congelación

Gas → líquido = condensación

Gas → sólido = deposición

Líquido → gas = Evaporación

Sólido→ gas = sublimación

Los cambios químicos son aquellos que producen formación de nuevas sustancias diferentes de las originales . Por ejemplo, combustión, oxidación, digestión de los alimentos, etc.

Es importante destacar la diferencia entre **propiedad y cambio**:una propiedad distingue una sustancia de otra pero un cambio transforma una sustancia en otra, modificando su estado de agregación.

Scanned with CamScanner

Evaporación

Combustión

Figura 1.3 Cambios Fisicos y Quimicos

Ecuaciones Quimicas

Los cambios químicos se representan por **ecuaciones químicas**. Para escribir una ecuación química se debe determinar cuales son los productos o sustancias resultantes y cuales son los reaccionantes o reactantes. Los reaccionantes, son las sustancias o sustancia que sufren el cambio, se colocan siempre a la izquierda y los productos, que son las sustancias resultantes del cambio, se colocan siempre a la derecha, separados por una flecha (→) o un signo de igualdad (=), si ecuación está balanceada o ajustada.

REACCIONANTES → PRODUCTOS

Tipos de cambios químicos

Los cambios químicos sencillos llamados también reacciones químicas, se clasifican en cinco tipos:

1.- **Reacciones de combinación o síntesis**

2.- **Reacciones de descomposición**

3.- **Reacciones de sustitución simple**

4.- **Reacciones de sustitución doble.**

5.- **Reacciones de neutralización.**

Scanned with CamScanner

Reacciones de combinación o síntesis: Dos o más sustancias se unen para producir **una** sustancia diferente. **Por ejemplo,** veamos una ecuación general para este tipo de reacciones.

$A + B \rightarrow AB$ (A y B pueden ser elementos ó compuestos. AB es un compuesto).

Veamos ahora algunas ecuaciones reales de combinación:

a) $2Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$

b) $H_20 + MgO \rightarrow Mg\ (OH)_2$

En el caso (a), dos elementos producen un compuesto .En el caso (b), dos compuestos producen otro diferente.

Reacciones de Descomposicion: son aquellas en las cuales una sustancia se descompone para formar dos o mas sustancias. Podemos representar este tipo de reacciones con la ecuacion general:

$AB \rightarrow A + B$ (AB siempre será un compuesto. A y B pueden ser tanto elementos como compuestos)

Los siguientes ejemplos son reacciones reales de descomposición:

a) $2H_2O \xrightarrow{\text{electrólisis}} H_2 + O_2$

b) $2KClO_3 \xrightarrow{\text{calor}} 2KCl + 3O_2$

En el caso (a) un compuesto se descompone en los elementos que lo forman. En el caso (b) un compuesto un produce otro compuesto y un elemento.

Reacciones de Sustitución Simple: un elemento reemplaza a otro de menor actividad química que forma parte de un compuesto. La ecuación general será:

$A + BC \rightarrow AC + B$

Para que un elemento pueda sustituir a otro, que forma parte de un compuesto debe tener mayor actividad química.

Scanned with CamScanner

A continuación, una lista de algunos metales en orden decreciente de actividad química:

Li > K > Ba > Ca > Na > Mg > Al > Zn > Fe > Cd > Ni > Sn > Pb > (H)* > Cu > Hg > Ag > Au.

***Nota**: Aunque H es un no metal, esta incluido en esta serie debido a su actividad química.

Observemos algunos casos reales:

a) $Fe + Cu\,SO_4 \rightarrow Fe\,SO_4 + Cu$

b) $Zn + H_2\,SO_4 \rightarrow Zn\,SO_4 + H_2$

En ambos casos, el metal sustituyente es más activo que el metal desplazado.

Reacciones de doble sustitución o Metátesis. En estas reacciones participan dos compuestos. La siguiente ecuación general, representa el cambio químico:

$$AB + CD \rightarrow AD + BC$$

En este tipo de reacciones se forman casi siempre un precipitado (formación de un sólido en el seno de un líquido)

Por ejemplo:

a) $Ag\,NO_3 + HCl \rightarrow AgCl + HNO_3$

b) $Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 + NaCl$

Reacciones de neutralización: Ocurren exclusivamente entre un ácido y una base, formándose una sal neutra y agua.

ACIDO + BASE → SAL + AGUA

Por ejemplo:

HCl (acido muriático) + NaOH (lejía) → NaCl (sal común) + H_2O

Ácido clorhídrico + hidróxido de sodio → cloruro de sodio + agua

Scanned with CamScanner

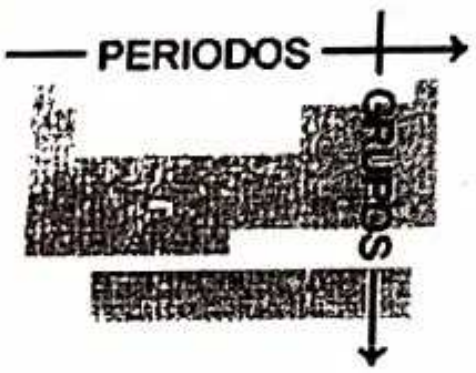
Scanned with CamScanner

TABLA PERIODICA

La tabla periódica es la agrupación de los elementos químicos según el orden creciente de su número atómico (Z) . Estos elementos estan ordenados en **grupos o familias**, que son las columnas y en **niveles o períodos**, que son las filas.

Los grupos se subdividen en A y B. Los grupos A son llamados **elementos representativos**. Los elementos de un mismo grupo tienen propiedades similares e igual terminación en su configuración electrónica. Los grupos B se denominan **elementos de transición** y los **lantanoides y actinoides** se le denominan elementos de **transición interna.**

La tabla periódica está dividida en 18 grupos y 7 períodos o niveles



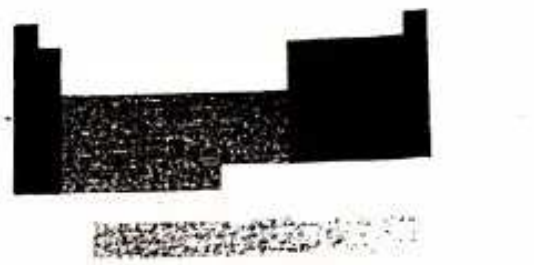


Figura 1.4 grupos y Periodos

Los grupos que corresponden a los elementos representativos, se conocen por los siguientes nombres:

GRUPOS O FAMILIAS (Columnas)	**NOMBRE**
IA	Alcalinos
IIA	Alcalino-Térreos
IIIA	Familia del Boro y Aluminio
IVA	Familia del carbono y silicio
VA	Familia de los pnicógenos
VIA	Familia de los calcógenos
VIIA	Familia de los Halógenos
VIII	Familia de los Gases Nobles

Scanned with CamScanner

Scanned with CamScanner

Los elementos se clasifican en cuatro grandes grupos que son: metales, no metales, semi-metales o metaloides y gases nobles.

METALES. Los metales en la naturaleza se encuentran combinados en forma de óxidos, sulfuros, carbonatos, sulfatos, etc. Únicamente el oro, la plata, el cobre y el platino se pueden encontrar en su forma elemental. La mayoría son sólidos; sólo el Galio, el Mercurio y el Cesio son líquidos a temperatura ambiente. Tienen alta densidad, alta conductividad eléctrica y térmica, poseen brillo, son maleables y dúctiles. Su tendencia a perder electrones y formar cationes, los caracteriza químicamente como reductores.

$$Fe \rightarrow Fe^{+2} + 2e^-$$

Los metales tienen una alta temperatura de fusión y ebullición. No forman compuestos entre sí; forman **aleaciones** que son mezclas sólidas de dos o más metales o de metales y no metales, manteniendo sus propiedades. Los elementos aumentan su carácter metálico en un grupo al aumentar su número atómico o carga nuclear (Z). Estan situados a la izquierda y en el centro de la Tabla Periódica.

NO METALES. Tienen baja conductividad, o sea, son malos conductores del calor y la electricidad, no poseen brillo, su tendencia al reaccionar es de ganar electrones y formar aniones o iones negativos. Están situados a la derecha en la Tabla Periódica.

$$S + 2e^- \rightarrow S^{-2}$$

SEMI-METALES O METALOIDES. Tienen propiedades intermedias entre los metales y los no metales. Son semi conductores de calor y la electricidad, pero pueden convertirse en conductores y son utilizados en aparatos digitales, como: computadoras, VHS, radios, TV, etc. Están situados a ambos lados de la línea en escalera que separa los metales de los no metales. Los semi-metales son los siguientes: **B, Si, Ge, As, Sb, Te y Po.**

GASES NOBLES. Son todos gaseosos como su nombre lo indica. Estos elementos son poco reactivos y muy estables debido a que tienen su nivel de valencia lleno de electrones (8 electrones). Solo se conocen algunos compuestos del xenón y el criptón.

Scanned with CamScanner

Scanned with CamScanner

HOJA DE EVALUACIÓN

UNIDAD I. Aspectos Fundamentales de la Química Básica

NOMBRE Hanlet Montero MATRICULA 100485060

SECCION _____ PROFESOR _____

1.- Indique el nombre y la secuencia de las etapas del método científico.

- Observacion
- Formulación de hipótesis
- Experimentacion
- Emision de conclusiones
- Publicacion y comparacion

2.- A cual de las subáreas de la Quimica corresponde cada una de las siguientes:

a)El análisis de trazas de contaminantes atmosfericos Quimica analitica

b)La química de los polímeros que contienen carbono Quimica organica

c)El metabolismo bacteriano Bioquimica

d) La cantidad de calor que se produce cuando se quema una sustancia Termodinamica

e) Las propiedades del acido sulfurico Quimica basica

3.-Es la rama de la química que estudia los derivados del petróleo:

a) Química inorgánica

b) Química orgánica

c) Bioquímica

d) Química analítica

4.-Clasifique como elemento o compuesto:

a) Agua compuesto

b) alcohol compuesto

c) cobre elemento

d) calcio elemento

e) azúcar compuesto

f) sal común compuesto

g) gas propano compuesto

h) oro elemento

i) lejía compuesto

j) cloro elemento

5.- En el siguiente compuesto $Al_2(SO_4)_3$ hay :

a) 12 átomos de oxigeno

b) 4 átomos de oxigeno

c) 3 átomos de oxigeno

d) ninguna de las anteriore

Scanned with CamScanner

Scanned with CamScanner

6.-En los siguientes compuestos, diga cuantos átomos de cada elemento hay:

a) $C_{12}H_{22}O_{11}$ 45 atomos

b) H_2O_2 4 atomos

c) $Mg_3(PO_4)_2$ 19 atomos

d) $(NH_4)_2\ Cr_2O_7$ _____

e) $Ca(HCO_3)_2$ _____

7.-Escriba la formula molecular de:

a) el compuesto que tiene 2 átomos de carbono y 6 de hidrógeno

b) el compuesto que tiene 1 átomo de sodio, 1 átomo de hidrógeno, 1 átomo de carbono y 3 átomos de oxigeno

c) el compuesto que tiene 2 átomos de hidrógeno y 2 átomos de oxigeno

d) el compuesto que tiene 2 átomos de potasio, 2 átomos de cromo y siete átomos de oxigeno.

e) el compuesto que tiene 1 átomo de nitrógeno y 3 átomos de hidrógeno.

8.-Distinga entre compuesto y mezcla:

a) leche

b) vino

c) coca cola

d) agua

f) carbonato de calcio

c) arena

g) cloruro de sodio(sal común)

i) aspirina

d) gasolina

j) papel.

9.-El estado de la materia que no tiene forma ni volumen definido es:

a) Sólido

b) liquido

c) gas

d) condensado

10.-Clasifique las siguientes transformaciones como físicas (F) o químicas (Q):

a)oxidación del hierro____ b) fusión del hierro_____ c) combustión de la gasolina____

d) digestión de los alimentos___ e) condensación de un gas____

11.-Marque con una X los cambios físicos:

a) maduración de un fruto_____ b) hervir agua____

c) descomponer el agua en hidrógeno y oxigeno____ d)sublimación del yodo____

e) moler carbón._____

Scanned with CamScanner

Scanned with CamScanner

12.- Los elementos del Grupo VIIIA de la tabla periódica reciben el nombre de:

a) Halógenos
b) alcalinos
c) gases nobles
d) alcalino térreos

13.-Es un elemento de transición:

a) Ca
b) Br
c) Li
d) Fe

14.-Se utilizan en equipos digitales como computadoras, VHS, etc.:

a) metales
b) no metales
c) metaloides
d) gases nobles

15.-Es un elemento del Grupo VIB, periodo 6:

a) Molibdeno
b) Antimonio
c) Teluro
d) wolframio

16.-Son elementos químicos poco reactivos de los cuales apenas se conocen compuestos:

a) metales
b) no metales
c) metaloides
d) gases nobles

17.-Son buenos conductores del calor y de la electricidad, poseen brillo, son dúctiles y maleables y en las reacciones químicas forman cationes:

a) metales
b) no metales
c) metaloides
d) gases nobles

18.-Escriba el símbolo químico de :

a) Sodio_____
b) Magnesio_____
c)) Neón_____
d) Estroncio _____
e) Yodo _____
f) Polonio_____
g) Bario_____
h) Bismuto_____
i) Vanadio _____
j) Cobalto_____
k) Manganeso_____
l) Litio_____

Scanned with CamScanner

Scanned with CamScanner

19.-Escriba el nombre correspondiente a los siguientes símbolos :

a)Ar_____

b) K_____

c) P_____

d) Se_____

e) Pb_____

f) Ag_____

g) N_____

h) Te_____

i) Ra_____

j) Sn_____

k) S _____

l) Os_____

20.-Identifique el Grupo y Periodo para cada uno de los siguientes eleementos. Clasifique como metal, no metal o semi metal (metaloide):

a) C

b) B

c) Po

d) H

e) Mg

f) Cr

g) S

h) Br

i) Fe

j) Al

21.-Utilice la tabla periódica para escribir el nombre y el símbolo de:

a) 5 metales

b) 5 no metales

c) 4 semi-metales o metaloides

d) 3 gases nobles

e) un no metal en estado líquido.

22.-Consulte la tabla periódica y responda lo siguiente:

a) Que elemento del Grupo VI A es un semi metal (metaloide)?

b) Que elemento esta en el Grupo IIIA, periodo 3 ?

c) Que elemento del Grupo VA es un metal ?

d) Nombre y símbolo un metal alcalino

e) Nombre y símbolo de un halógeno

f) Nombre y símbolo de un elemento de transición en el periodo 4.

g) Nombre y símbolo de un elemento representativo en el periodo 2.

h) Nombre y símbolo de un elemento lantánido.

Scanned with CamScanner

Scanned with CamScanner

i) Nombre y símbolo de un metal alcalino terreo del periodo 5.

j) Nombre y símbolo de un elemento actínido.

23.- En cada caso identifique el elemento correspondiente:

a) Periodo 5, Grupo VA_____ b) Periodo 4 Grupo IIA_____

c) Periodo 7, Grupo IIIB_____ d) Periodo 2, Grupo VIIA_____

24.-Para los elementos Wolframio, Astato, Antimonio, Osmio y Samario:

a) Peso atómico b) Grupo

c) periodo d) estado de oxidación

Scanned with CamScanner

Scanned with CamScanner

UNIDAD II: ESTRUCTURA DE LA MATERIA

ESTRUCTURA DEL ATOMO

Modelos atómicos

A través del tiempo varios estudiosos de las ciencias propusieron diversos modelos acerca de la estructura de los átomos, de los cuales mencionaremos los más aceptados en cada época.

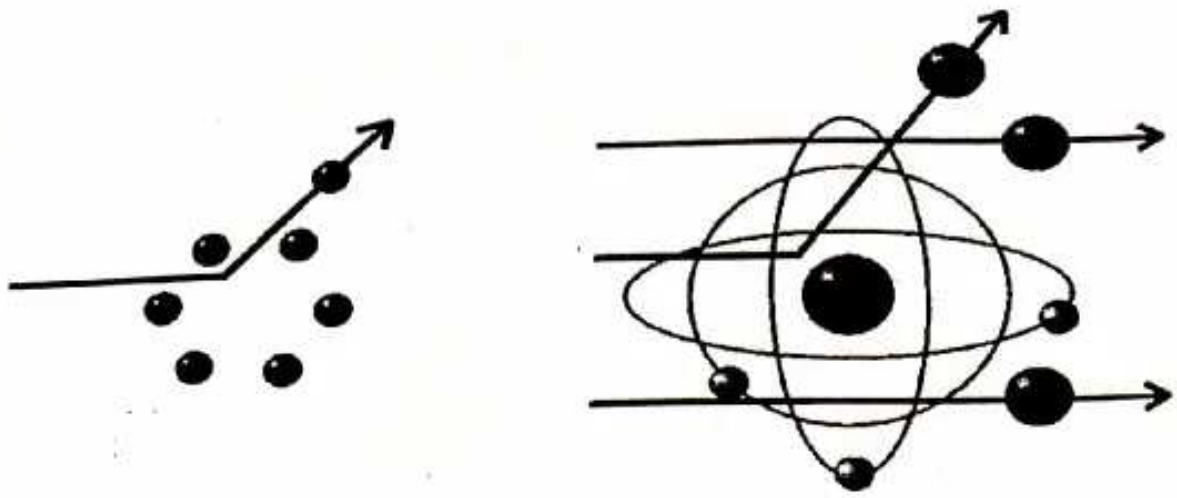
Modelo de Dalton: Durante mucho tiempo se consideró que la materia es atómica en su último grado de división, o sea, que los átomos son indivisibles. Estas ideas fueron sustentadas por Dalton basándose en las leyes de las proporciones definidas y de las proporciones múltiples, es decir, que el modelo de Dalton presenta el átomo como una pequeñísima partícula de materia que no es posible dividir en otras menores.

Modelo de J.J.Thomsom: Para el 1897, J. J. Thomson realiza un experimento de desviación de los rayos catódicos lo que dió lugar al descubrimiento de la existencia de los **electrones,** partículas de carga negativa que se encuentran dentro del átomo. Con este descubrimiento se descarta el modelo de Dalton de un átomo indivisible.

Thomsom propone el átomo como una masa de carga positiva con los electrones (cargas negativas) incrustados en esta masa. Este modelo atómico se conoce con el nombre de **modelo del "puding de pasas"**, por su semejanza con este.

Modelo de Rutherford: En 1911, Lord Rutherford científico inglés, trata de comprobar el modelo de Thormson llevando a cabo un experimento mediante el cual bombardea con partículas α (alfa) una lámina delgada de un metal. Rutherford esperaba que las partículas atravesaran la lámina debido a la velocidad de estas (300,000 Km/seg). Lo ocurrido fue que algunas partículas sufrieron desviaciones ligeras otras atravesaron la lámina y otras para sorpresa del científico rebotaron en la lámina."Es tan increíble como si se dispara una bala de cañón contra una hoja de papel y la bala rebota y hace blanco en el que la dispara".

Scanned with CamScanner



Modelo de Thomson **Modelo de Rutherford**

FIGURA 2.1

La explicación que se dio a este hecho fue que las cargas positivas y la masa de los átomos se hallan concentradas en regiones muy pequeñas del átomo a las cuales se llamó núcleo; esto causa que las partículas α reboten. Las cargas negativas o sea los electrones, se encuentran fuera de esta zona, formando parte de la superficie externa o periferia del átomo y alejados del núcleo lo cual causa una ligera desviación de las partículas alfa (con cargas positivas).

Después de este descubrimiento, los físicos realizaron grandes esfuerzos en la búsqueda de una partícula con carga positiva. Estos estudios realizados mediante tubos de rayos catódicos indicaron la existencia de una partícula positiva que poseía carga igual en magnitud aunque opuesta en signo a la del electrón. Esta partícula sub-atómica llamada **protón**, podía obtenerse en un tubo de rayos catódicos que contiene un poco de hidrógeno.

A comienzo del Siglo (XX) se aceptaba ya que los átomos pueden dividirse en electrones, partículas **de carga negativa**, y protones de carga positiva. Posteriormente, experimentos llevados a cabo por **H. G. Moseley** aportaron nuevos elementos en favor de esta teoría. **Moseley** descubrió que los elementos emitían rayos-X característicos al ser bombardeados con electrones a altas velocidades. Comprobó que estos rayos decrecían regularmente a medida que aumentaba la masa de los elementos, llegando a la conclusión que el número de cargas positivas del núcleo "aumentaba de átomo a átomo en una unidad... " . Este número de cargas positivas, o sea el número de protones se denomina hoy en día **número atómico** y es 1 para el H, 2 para el He, 3 para el Li, etc.

Scanned with CamScanner

El hecho de que la suma de las masas de los protones y electrones no diese el peso total de los átomos, condujo a los científicos a la búsqueda de una partícula sin carga que explicase el peso sin alterar el equilibrio de cargas. Como esta partícula no tenía carga eléctrica fue difícil detectarla en años. **En el 1932 J. Chadwick** identificó los **neutrones**, partícula que encaja con lo esperado.

Modelo de Bohr. Fue **Niels Bohr,** para 1913, quien basándose en los espectros de emisión, que son bandas o líneas espectrales emitidas por elementos excitados, establece lo que se denominó modelo atómico de Bohr. Según este modelo, los electrones describen órbitas alrededor del núcleo del mismo modo que los planetas giran alrededor del sol; estas órbitas fueron llamadas por Bohr, niveles de energía, η. Los electrones se encuentran localizados en niveles de energía específicos. Si un electrón de un nivel dado absorbe energía puede pasar a otro nivel de energía superior dando lugar a un átomo excitado. Cuando dicha energía deja de ser suministrada el electrón vuelve a su nivel normal emitiendo la energía antes absorbida en forma de líneas espectrales características para cada elemento. Este modelo fue aplicado magistralmente en el átomo de hidrógeno

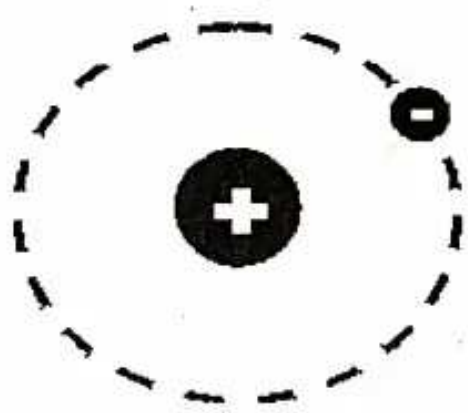


FIGURA 2.2 Átomo de Hidrogeno

En trabajos científicos posteriores donde se aplicó el modelo de Bohr en otros átomos, se presentaron algunas dificultades como energías intermedias a la que presentaban niveles anteriores y posteriores. Estas dificultades fueron superadas con los trabajos llevados a cabo por grupos de científicos para dar solución a estos inconvenientes, desarrollando la teoría atómica moderna.

Si bien la teoría de Bohr está limitada al átomo de hidrógeno, hay que reconocerle como aspectos positivos que:

a) Gracias a sus postulados se introdujeron conceptos que arrojaron la luz necesaria para aclarar los nubarrones en la etapa de confusión en que se encontraban la física y la química en los primeros años del siglo XX

Scanned with CamScanner

b) Demuestra que la energía de los electrones en el átomo solamente puede tener ciertos valores fijos y que no puede haber valores intermedios entre éstos.

c) Establece que en los saltos de los electrones de un estado energético a otro hay emisión o absorción de energía en forma de **cuantos o fotones** y que el valor de esta energía varía en proporción directa con la frecuencia de la radiación, según la expresión $E = h\nu$

d) Establece la cuantificación de la energía, aceptada por la teoría moderna sobre la estructura del átomo.

Modelo de Sommerfeld. En 1916, Arnold Sommerfeld amplió la teoría de Bohr, lo cual permitió que ésta se perfeccionara. Estableció que además de girar en órbitas circulares, el electrón puede describir órbitas elípticas en su movimiento alrededor del núcleo, observando que, a un mismo nivel de energía le corresponden tantos tipos de órbitas posibles, como unidades expresa el número cuántico principal.

Con estos descubrimientos fue posible explicar las características fundamentales de los átomos en función de tres partículas: **protones, neutrones y electrones**, conocidas como partículas fundamentales del átomo.

PARTICULAS FUNDAMENTALES DEL ATOMO

Nombre	Símbolo	Masa (U.M.A.)	Carga relativa
Protón	p^+	1.00728 ≅1	+1
Neutrón	n^0	1.00867 ≅1	0
Electrón	e^-	0.00055 ≅0	-1

TABLA 2.1

El átomo fue definido como una partícula extremadamente pequeña y eléctricamente neutra que posee un diminuto núcleo de carga positiva donde se localiza toda la masa del átomo, con los electrones situados a una distancia relativamente grande fuera del núcleo. Por lo tanto, la masa de un átomo es la suma de la masa de los **protones y neutrones** lo que se representa por la letra **A** y se le llama **número de masa**. La cantidad de **protones** (que es equivalente en número a los electrones) se representa por la letra **Z (número atómico)**.

Scanned with CamScanner

El símbolo general para representar un átomo cualquiera es el siguiente:

$$^{A}X_{Z} \qquad {}_{Z}X^{A}$$

Donde X es el símbolo químico del elemento

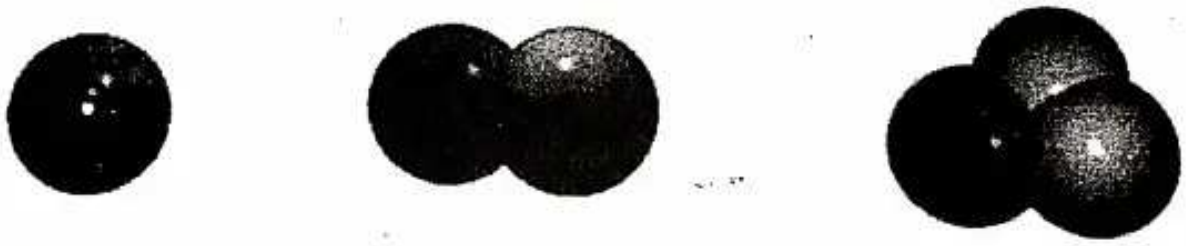
La letra Z indica también la posición que ocupa un elemento en la tabla periódica y A es el número de masa o masa atómica.

ISÓTOPOS

Uno de los conceptos argumentados por Dalton en su teoría atómica indica que los átomos de un mismo elemento son todos iguales y por lo tanto tendrían igual masa (A). Esto fue anulado al final de la primera guerra mundial, al emplear Aston en Inglaterra un espectrógrafo de masa logrando comparar las masas de los átomos con gran precisión, determinándose que no todos los átomos de un mismo elemento tienen la misma masa debido a que tienen **diferente número de neutrones**. Los átomos del mismo elemento que poseen masas distintas se denominan **isótopos**.

El número de neutrones que tiene un átomo se determina por $\mathbf{A-Z = n^0}$

Por ejemplo, el isótopo más común del hidrógeno no tiene ningún neutrón; también hay un isótopo del hidrógeno llamado **deuterio**, con un neutrón, y otro, **tritio**, con dos neutrones.



Hidrógeno **Deuterio** **Tritio**

FIGURA 2.3

Por la existencia de los isótopos es que las masas de los átomos que se encuentran en la tabla periódica no son números enteros:

Masa atómica = suma de las masas de sus isótopos multiplicadas por el % de abundancia.

Por ejemplo: Peso atómico del Cloro $= \dfrac{34.969 * 75.4 + 36.966 * 24.6}{100}$

Scanned with CamScanner

Isótopos radiactivos

Algunos isótopos pueden emitir espontáneamente partículas o rayos y son llamados isótopos radiactivos. La emisión puede ser de varios tipos, siendo tres los más importantes: Alfaα, Betaβ, y Gamma γ cuyas características son:

Partícula	Carga	Masa	Símbolo	Descripción
alfa	+2	4	α^{+2} $_2He^4$	núcleo He^{+2}
beta	-1	0.00055	β^{-1} e^{-1}	electrón
gamma	0	0	γ^0	energía radiante

TABLA 2.2

La **partícula alfa** es idéntica a un núcleo de Helio. Por consiguiente una partícula alfa tiene un número másico igual a 4.00 uma, su número atómico es 2 y tiene una carga = +2. Las partículas alfa son emitidas por los núcleos de los isótopos a velocidad relativamente baja comparada con las demás partículas (la décima parte de la velocidad de la luz) sin embargo su efecto en las células vivas es mas perjudicial que el de las otras partículas mencionadas, debido a su elevado peso. Las partículas beta son idénticas a los electrones. Tienen una masa despreciable y carga de -1. Las partículas beta provienen de la descomposición de un neutrón en un protón p+ y un electrón e- según la reacción -

$$n^o \rightarrow p^+ + \beta^{-1}$$

Las **partículas beta** son emitidas por los isótopos radiactivos con mayor velocidad que las partículas alfa (nueve décimas de la velocidad de la luz), por lo cual tienen mayor poder de penetración que estas últimas. Son perjudiciales para los seres vivos.

Los **rayos gamma** son rayos de longitud de onda corta y por lo tanto de alta energía. No tienen ni masa ni carga y son emitidos por el núcleo radiactivo a una velocidad igual a la de la luz. Poseen alto poder de penetración y causan mutaciones genéticas.

Los isótopos radiactivos tienen amplia aplicación en el área de la salud donde se usan para combatir el cáncer y otras enfermedades. En esta aplicación es muy utilizado el Co^{60}. También son utilizados en investigaciones arqueológicas para determinar la antigüedad de objetos

Scanned with CamScanner

encontrados en excavaciones, por ejemplo el C^{14}. En hidrología se usan para determinar el curso de las aguas subterráneas, por ejemplo el H^3 (Tritio).

Ejercicios Resueltos: Encontrar **A, Z, n^0, p^{+1}, e^{-1}** para los diez primeros elementos:

Elementos	A	Z	p+	e^-	n^0
Hidrógeno	1	1	1	1	0
Helio	4	2	2	2	2
Litio	7	3	3	3	4
Berilio	9	4	4	4	5
Boro	11	5	5	5	6
Carbono	12	6	6	6	6
Nitrógeno	14	7	7	7	7
Oxígeno	16	8	8	8	8
Fluor	19	9	9	9	10
Neón	20	10	10	10	10

Nota: Para (A) usar la masa atómica que aparece en la tabla en números enteros

Números Cuánticos

Con el conocimiento logrado de la estructura del átomo (el núcleo está integrado por protones y neutrones) se mantenía sólo una incógnita, cómo están localizados y dónde están los electrones fuera del núcleo. La teoría atómica moderna establece la posición de cada electrón dentro del átomo utilizando cuatro valores llamados **números cuánticos.**

1) Número cuántico principal (η) indica el nivel energético u orbita en el cual gira el electrón alrededor del núcleo. Puede tomar valores enteros desde 1 hasta 7. De los elementos conocidos en la actualidad ninguno tiene más de siete órbitas o niveles energéticos con electrones en ella. Los niveles se enumeran comenzando con el más cercano al núcleo (1) hasta el más lejano (7). Los niveles más próximos al núcleo tienen menor energía que los que están más alejados. El número máximo de electrones que puede haber en un nivel es igual a $2\eta^2$.

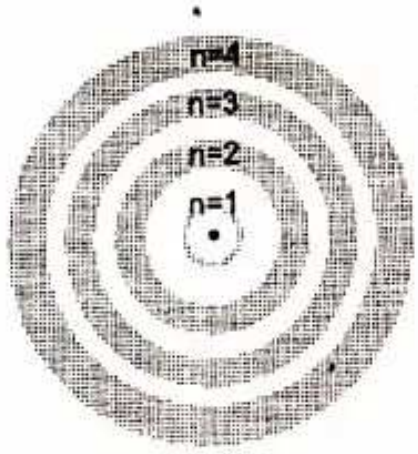


FIGURA 2.4 Niveles Energéticos de un Átomo

Scanned with CamScanner

Así en el nivel $\eta = 1$ puede haber un máximo de $2(1)^2 = 2$ electrones. En $\eta = 3$ puede haber un máximo de $2(3)^2 = 18$ electrones y así sucesivamente. Dentro de cada nivel η hay subniveles. El número de sub-niveles dentro de cada nivel, coincide con el número del nivel. Así para $\eta=1$ hay un solo subnivel, para $\eta=2$ hay dos sub-niveles, etc.

2) **Número cuántico orbital (ι)** indica el sub-nivel y el tipo de **orbital**, dentro del nivel (η), en el cual está el electrón. Los valores de ι , es decir, de los subniveles dependen de η y van desde 0 hasta (η-l). Es decir que para $\eta = 3$, ι tendrá tres valores 0, 1, 2; lo que equivale a tres sub-niveles dentro del nivel 3, el primero correspondiente a una órbita circular y los segundos a órbitas cada vez más excéntricas.

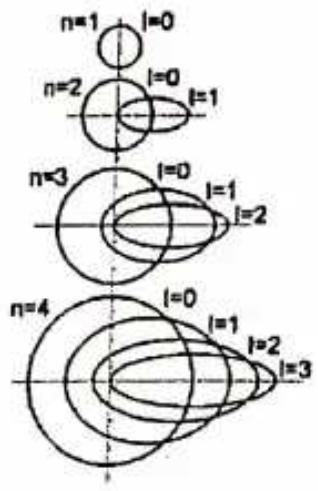


FIGURA 2.5 (forma de los orbitales)

Los orbitales son lugares dentro del átomo con alta densidad de probabilidad de presencia de electrones. Como los electrones se encuentran en movimiento continuo de rotación, traslación y vibración, es imposible precisar con exactitud en un momento determinado, la posición exacta de un e^- dentro del átomo **(principio de incertidumbre de Heisemberg).** Lo más que podemos precisar son los lugares alrededor del núcleo donde la probabilidad de encontrar electrones es mayor (orbitales).

Los orbitales reciben los nombres de sharp (**s**), principal (**p**), diffuse (**d**) y fundamental (**f**) y dependen del valor de ι . Siendo (s) el de menor energía y (f) el de mayor energía. Cuando $\iota = 0$, se llama orbital **s**; si $\iota = 1$, se denomina orbital **p**, cuando $\iota = 2$. orbital **d**, si su valor es **3**, se denomina orbital **f**, si **4 g**, y así sucesivamente. Los orbitales **s** tienen forma esférica y los p, d y f tienen forma alargada. Todos tienen como centro el núcleo del átomo.

Scanned with CamScanner

Valor de ℓ	Tipo de orbital	No. máximo de e-
0	s	2
1	p	6
2	d	10
3	f	14

Tabla 2.3

3) El número cuántico magnético mι. El número cuántico magnético determina la orientación espacial de las órbitas, de las elipses. Su valor dependerá del número de elipses existente y varía desde − ι hasta + ι , pasando por el valor 0. Así, si el valor de ι es 2, las órbitas podrán tener 5 orientaciones en el espacio, con los valores de **m** = -2, -1, 0, +1 y +2. Si el número cuántico azimutaï, ι es 1, existen tres orientaciones posible (-1, 0 y +1), mientras que si es 0, sólo hay una posible orientación espacial, correspondiente al valor de **m** = 0.

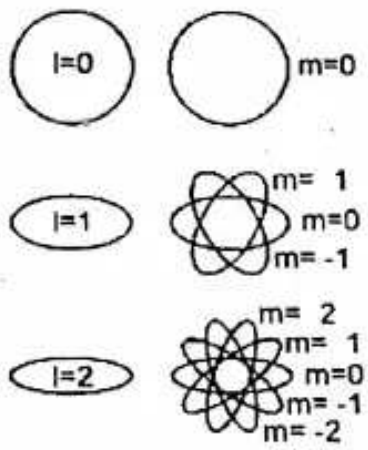


FIGURA 2.6 (valor de ι y tipo de orbital)

Pero no todos las niveles tienen el mismo número de orbitales, el número de orbitales depende del nivel y por tanto, del número cuántico η. Así, en el primer nivel, como η = 1, ι sólo puede tomar el valor **0** (desde 0 hasta η-1, que es 0) y mι también su valor será 0, así que sólo hay un orbital **s**. En el nivel η = 2, los valores de ι pueden ser 0 y 1. En el primer caso (ι = **0**), mι tomará el valor 0, habrá un orbital **s**; en el segundo caso (ι = **1**), mι podrá tomar los valores -1, 0 y +1 y existirán 3 orbitales **p**; en el caso final (ι = **2**) mι tomará los valores -2, -1, 0, +1 y +2, por lo que hay 5 orbitales **d**. En general, habrá en cada capa **2**ι +1 orbitales, el primero es **s**, 3 serán **p**, 5 **d**, 7 **f**, etc.

Scanned with CamScanner

4) El número cuántico del spin o giro del electrón m_s o s. Cada electrón, en un orbital, gira sobre si mismo. Este giro puede ser en el mismo sentido que su movimiento orbital o en sentido contrario. Este hecho se determina mediante el número cuántico de spin s o m_s, que puede tomar dos valores, +½ y -½, los cuales se representan con dos flechas que van en sentido contrario.

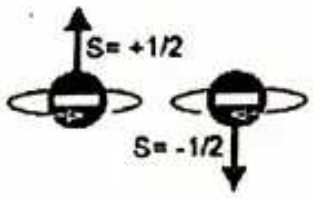


FIGURA 2.7 (*giro* del electrón alrededor de su eje)

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Consiste en representar la distribución de los electrones en los niveles, sub niveles y orbitales dentro del átomo. Se pueden utilizar dos tipos de notación para estos fines. La notación convencional y la notación orbital.

En la primera, después de determinar el número de electrones que tiene el átomo que se quiere representar se procede a llenar los orbitales de la siguiente manera:

- Llenado de orbitales: Aunque en un átomo existen infinitos orbitales (el valor de **n** no está limitado), no se llenan todos con electrones; estos sólo ocupan los orbitales (**dos electrones por orbital, a lo sumo**) con menor energía. Esta energía puede conocerse aproximadamente, por la regla de Auf-Bau, regla nemotécnica que permite determinar el orden de llenado de los orbitales de la mayoría de los átomos. Según esta regla, siguiendo las diagonales de la tabla que se muestra abajo, de arriba abajo, se obtiene el orden de energía de los orbitales y consecuentemente, su orden de llenado.

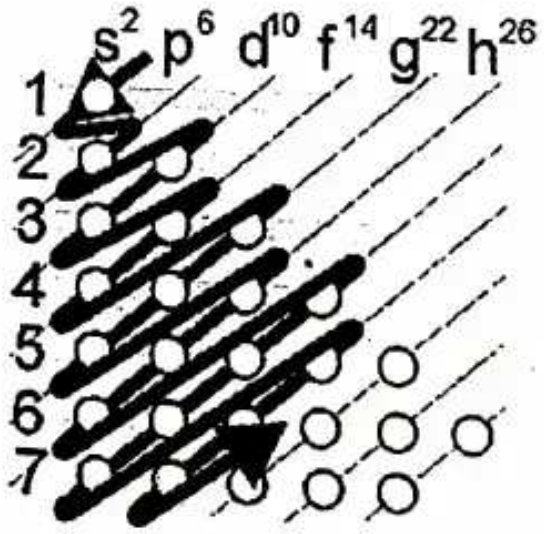


figura 2.8

Scanned with CamScanner

También podemos obtener la energía de un orbital sumando los valores de $\eta + \iota$ para el mismo. Por ejemplo para 1s E=1+ 0 =1, 2s E = 2 +0 =2, 2p E = 2 + 1 =3, 3 s E =3 +0 = 3 , 3p E =3 +1 = 4, 4s E = 4 + 0 =4, 3d E =3 +2 =5, etc. Por ambos metodos se obtiene el siguiente orden para los orbitales:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p 6f 7d 7f

Ejemplo:

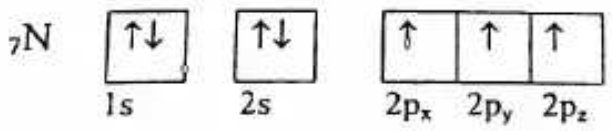
Supongamos que deseamos conocer la configuración electrónica de la plata (Z = 47), que tiene 47 electrones. El orden energético de los orbitales es : 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, etc. Como hay 1 orbital **s**, cabrán en cada capa dos electrones. Como hay 3 orbitales **p**, en cada capa cabrán 6 electrones, 10 electrones en los orbitales **d** de cada capa, ya que hay 5 orbitales d y 14 en los orbitales **f** que son siete.

Siguiendo esta regla debemos colocar los 47 electrones del átomo de plata:

$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^9$

donde solo se han puesto 9 electrones en los orbitales **d** de la capa cuarta para completar, sin pasarse, los 47 electrones de la plata. Esta es la notacion convencional.

La notacion orbital, por ejemplo para el atomo de Nitrogeno Z=7 :



Cada flecha representa un electron. Hacia arriba spin = +½ y hacia abajo spin = − ½ Note que los tres ultimos electrones del atomo de N ocupan cada uno un orbital p; no estan apareados como los que ocupan los orbitales 1s y 2s. Esto se debe a la aplicación de **la regla de Hund,** según la cual cuando se estan colocando electrones en orbitales de igual energia (como es el caso de los tres orbitales p del ejemplo) no se pueden aparear los electrones hasta colocar por lo menos un electron en cada orbital de igual energia. En el ejemplo anterior, como el átomo de N tiene solo 7 electrones, los tres ultimos permanecen desapareados para cumplir con la **regla de Hund**. Veamos un ejemplo de aplicación de esta regla para un orbital $3p^4$:

Scanned with CamScanner

Configuracion electrónica de elementos Z =5 hasta Z =10

elemento	configuracion electronica convencional
Z=5	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
Z=6	$1s^2\ 2s^2 2p^2$
Z=7	$1s^2\ 2s^2 2p^3$
Z=8	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
Z=9	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
Z=10	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

Configuración electrónica orbital:

Z =5 ↑↓ (1s) ↑↓ (2s) ↑ | | (2p 2p 2p)

*Z =6 ↑↓ (1s) ↑↓ (2s) ↑ ↑ ↑ (2p 2p 2p)

Z=8 ↑↓ (1s) ↑↓ (2s) ↑↓ ↑ ↑ (2p 2p 2p)

Z=9 ↑↓ (1s) ↑↓ (2s) ↑↓ ↑↓ ↑ (2p 2p 2p)

Z=10 ↑↓ (1s) ↑↓ (2s) ↑↓ ↑↓ ↑ (2p 2p 2p)

*La estructura electronica real de algunos átomos, cuando se determina experimentalmente, no coincide con el diagrama energetico de los subniveles, como es el caso del Carbono cuya configuracion real es : $1s^2\ 2s^1\ 2p^3$ debido a una hibridacion de orbitales **s** y **p.**

Scanned with CamScanner

Principio de exclusión de Pauli

Según el principio de exclusión de Pauli, en un átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales, así que en cada orbital sólo podrán colocarse dos electrones (correspondientes a los valores de $m_s = + ½$ y $-½$) y en cada capa podrán situarse $2\eta^2$ electrones (dos en cada orbital).

Nivel de valencia. El nivel más externo de un átomo se llama **nivel de valencia** y los electrones que se encuentran en ese nivel se llaman **electrones de valencia**. Los electrones de valencia de un elemento son los que participan en las reacciones químicas, es decir, mediante los electrones de valencia los elementos se combinan unos con otros para formar los compuestos.

Para los elementos representativos el nivel de valencia (el mas externo) representado en el diagrama energético de un átomo indica el período donde se localiza; y la cantidad total de e^- de ese último nivel indica el grupo en la tabla periódica. Ejemplos:

$Z=8$ $1s^2\ 2s^2, 2p^4$ nivel de valencia $= 2$, cantidad de electrones en ese nivel $(2s^2, 2p^4) = 2 + 4 = 6$, luego ese elemento se encuentra en el **periodo 2 y en el Grupo VIA**

$Z=17$ $Is^2\ 2S^2\ 2p^6\ 3S^2\ 3p^5$ nivel de valencia $= 3$, cantidad de electrones en ese nivel $(3S^2\ 3p^5) = 2 + 5 = 7$ por lo tanto ese elemento esta en el **período 3, Grupo VIIA**

El elemento Helio es un a excepción a esta regla porque solo tiene un nivel energético y en el hay 2 electrones.

Como se determinan los números cuánticos de un electrón

1.-Escribe la configuración electrónica convencional y orbital del átomo. Por ejemplo para el átomo de sodio

$ls^1\ 2S^2\ 2p^6\ 3s^1$ o ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑

1s 2s 2p 2p 2p 3s

2.-Escoge el electrón a determinar los números cuánticos. Por ejemplo el último electrón señalado en negrita.

3.-El numero cuántico principal esta dado por el coeficiente que acompaña al orbital en el cual se encuentra el electrón, o sea, $\eta = 3$.

4.-El numero cuántico orbital ι, está dado por el tipo de orbital en que se encuentra el electrón .En este caso como el electrón se encuentra en un orbital **s** , el valor de $\iota = 0$.(Ver Tabla 2.3)

Scanned with CamScanner

5.-El número cuántico magnético m_ℓ , debe determinarse usando la configuración orbital. Para el ultimo nivel del átomo de sodio: $\underset{3s}{\uparrow}$ el orbital en que se encuentra el electrón es un orbital s, es decir $\ell=0$,

el valor de m_ℓ será cero (ver figura 2.6)

6.- El numero cuantico del spin m_s o s, se determina por el sentido de la flecha. Como esta indica hacia arriba $m_s = +1/2$

En resumen, para el ultimo electron del Sodio, los cuatro numeros cuanticos son: $\eta = 3$, $\iota = 0$, $m_\iota = 0$ y $m_s = +1/2$.

Otro ejemplo:

Para el átomo de Boro Z =5 indique los cuatro números cuánticos del electrón señalado en negrita:

$\underset{1s}{\uparrow\downarrow}\ \underset{2s}{\uparrow\downarrow}\ \underset{2p}{\uparrow}$ El numero cuántico principal $\eta = 2$, El numero cuántico orbital $\iota = 1$ (es el valor que corresponde al orbital p), $m\iota = -1$ (valor que corresponde al primer orbital p. Al que sigue le corresponde el valor 0 y al ultimo orbital p la corresponde el valor +1. (Ver figura 2.6).

El numero cuantico del spin = + ½ (flecha hacia arriba).

El orden de los elementos en la tabla periódica se corresponde con su configuración electrónica, esto es, con el orden y lugar de los electrones en sus orbitales. En la tabla periódica podemos distinguir cuatro bloques de elementos según la configuración electrónica de su nivel de valencia:

- **Bloque s**. Está formado por los elementos de los Grupos IA y IIA (columnas 1 y 2). Todos los elementos comprendidos en este bloque terminan su configuración electrónica en un
- orbital s. Por ejemplo:

elemento	Z	periodo	grupo	ultimo orbital
Na	11	3	IA	$3s^1$
K	19	4	IA	$4s^1$
Ca	20	4	IIA	$4s^2$
Ba	86	6	IIA	$6s^2$

Scanned with CamScanner

- **Bloque p.** Está formado por los elementos comprendidos desde el Grupo IIIA hasta el Grupo VIIIA (columnas del 13 al 18). Todos los elementos comprendidos en este bloque terminan su configuración electrónica en el orbital p. Por ejemplo:

elemento	Z	periodo	grupo	ultimo orbital
Al	13	3	IIIA	$3p^1$
Sn	50	5	IVA	$5p^3$
I	53	5	VIIA	$5p^5$
Rn	86	6	VIIIA	$6p^6$

- **Bloque d.** Está formado por los elementos comprendidos entre el Grupo IIIB y el Grupo IIB (columnas 3 al 12).Todos los elementos comprendidos en este bloque terminan su configuración electrónica en el orbital d y en un nivel (η) igual a un número menor que el período correspondiente (η- 1). Por ejemplo:

elemento	Z	periodo	grupo	ultimo orbital
Sc	21	4	IIIB	$3d^1$
W	74	6	VIB	$5d^4$
Ag	47	5	IB	$4d^9$
Hg	80	6	IIB	$5d^{10}$

Scanned with CamScanner

- **Bloque f.** Está formado por los elementos lantánidos y actínidos, desde el Z = 58 a Z = 71 y Z = 90 a Z = 103. Todos los elementos comprendidos en este bloque terminan su configuración electrónica en el orbital **f** y en un nivel (η) igual a dos números menor que el período correspondiente **(η- 2).** Por ejemplo:

elemento	Z	periodo	grupo	ultimo orbital
Nd	60	6	VIB	$4f^3$
Th	90	7	IVB	$5f^1$
Pr	59	6	IVB	$4f^2$
Am	95	7	VIII	$5f^6$

Scanned with CamScanner

HOJA DE EVALUACIÓN
UNIDAD II. Estructura de la Materia

NOMBRE_____MATRICULA_____

SECCION_____PROFESOR_____

Seleccione la respuesta correcta:

1.- El modelo atómico que se asemeja a un "puding de pasas" fue propuesto por :

a)Dalton b)Rutherford

c)Chadwick (d) Thomsom

2.- Establece la presencia de un nucleo central dentro del átomo donde se concentra toda la masa

a)Dalton (b)Rutherford

c)Chadwick d) Thomsom

3.- Es un isotopo de $_{82}Pb^{207}$:

a) $_{207}X^{82}$ b) $_{82}X^{207}$

c) $_{82}X^{208}$ (d) $_{208}X^{82}$

4. - Es la radiación que carece de carga y de masa:

a) Beta (b) Gamma

c) Protón d) Alfa

5.-Llene los espacios en blanco:

a) El oxigeno consiste en tres diferentes ISOTOPOS y cada uno tiene ocho protones pero diferente numero de neutrones.

b) Los Protones tienen carga eléctrica +1 y masa de 1.0720 uma

c) Los neutrones tienen carga eléctrica Neutra y masa de 1.0087 uma

d) Los partículas que tienen carga eléctrica -1 y 0.0055 masa se llaman U.M.A

e) El número de masa es igual a No. de electron+ Protones que tiene un átomo

f) El número de protones que hay en un átomo es +1 y se representa por Z.

g) Los Protones y los neutrones son partículas nucleares

h) Alfa y beta son partículas emitidas por el núcleo de un átomo radiactivo.

Scanned with CamScanner

6.- Es el número cuántico que indica en que orbita alrededor del nucleo se encuentran los electrones:

a) spin
(b) numero cuantico magnetico
c) número cuántico principal
d) número cuántico orbital

7.- En el nivel 5, el maximo de electrones es :pueden entrar:

a) $25e^-$
b) $32\ e^-$
(c) $50e^-$
d) $8e^-$

8.- Para $\iota = 3$, los valores de mι son:

a) -3, 0,+3
(b) -3, -2, 0, +2, +3
c) -2, -1, 0, +l, +2
d) -3, -2, -1, 0, + l, + 2, + 3

9.-En el nivel 3 hay:

(a) 9 orbitales
b) 16 orbitales
e) 32 orbitales
d) 25 orbitales

10.-Dentro de un mismo átomo no puede haber dos electrones que tengan los cuatro números cuánticos iguales, según estableció:

a) Hunt
(b) Pauli
c) Dalton
d) Thomsom.

EJERCICIOS

1.- Complete la siguiente tabla:

Elemento	Masa atómica(A)	P^+	n^0	e^-	Nivel de Valencia	e^- de valencia
Pt	195.1	78	11.7	78	2,4	+2
Rn	222	86		86	0	+2
Zn	65.37	30	35	30	2	+2
Fr	223	87	87	87	1	+1
Mo	95.94	42	53	42	2,3,6,5,1	+2

Scanned with CamScanner

2.- En la tabla siguiente:

	PROTONES	NEUTRONES
ATOMO A	17	18
ATOMO B	16	19
ATOMO C	17	19
ATOMO D	18	22

a) Cual átomo es el isótopo del átomo A? el atomo C

b) Cual átomo tiene el mismo número de masa que el átomo A? el atomo B

c) Cual es el símbolo general o nuclear para el átomo B? Boro

d) Cuantos electrones tiene el átomo neutro D? 18

e) De el número de masa, el número atómico y el numero de electrones del átomo C.

A = 17 + 19 = 36

12 = 17 # e = 17

3.-Escribir el simbolo general o nuclear de los elementos:

a) Z = 39 Itrio Y

b) Kr 36 Kripton Kr

c) Germanio 32 Ge

d) Z = 62 Samario Sm

4.-Explique el significado de los siguientes símbolos en función de protones, electrones y neutrones:

a) $_{35}X^{80}$ Bromo / Br^{35} b) $_{12}X^{25}$ magnesio / mg^{12}

c) $_{50}X^{120}$ estaño / Sn^{50} d) $_{86}X^{225}$ Radón / Rn^{84}

5.-Escriba un isotopo para cada uno de los siguientes elementos :

a) Po^{125} Polonio 125

b) B^{10} B^{10}, B^{11} → Boro posee 2

c) U^{146} U^{146}, U^{238}

d) H^{1} H_1, H_2 y H_3 → Hidrogeno tres.

6.-Escriba la configuración electrónica convencional y orbital para los siguientes elementos:

a) As

b) Cd

c) Hg

d) Br

7.-Identifique los siguientes elementos a partir de la terminación de su configuración electrónica:

a) $6s^2$

b) $4p^5$

c) $2s^1$

d) $6p^3$

Scanned with CamScanner

8.- determine los cuatro números cuánticos del ultimo electron de los elementos siguientes:

a) Aluminio

b) Z=28

c) Au

d) Molibdeno

9.- Ordene según su energia creciente: 2p, 1s, 5d, 4s, 3d, 5f, 6s, 7p, 6d, 4p.

10.- Cuantos orbitales hay en cada uno de los siguientes niveles energeticos.

a) $\eta = 2$

b) $\eta = 7$

c) $\eta = 5$

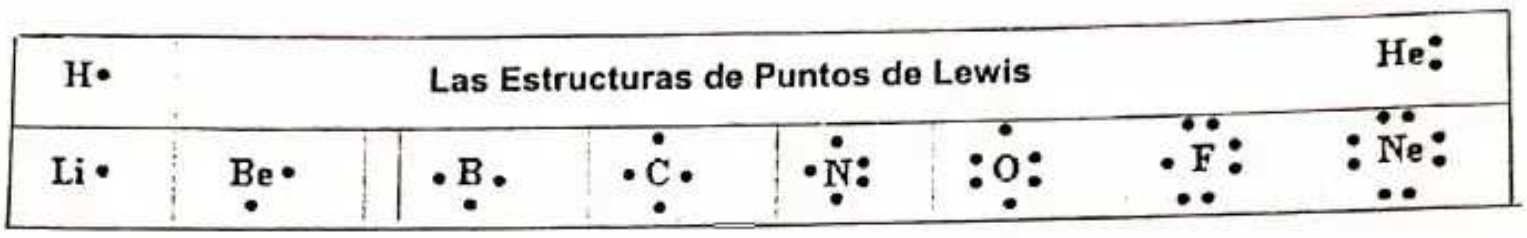
d) $\eta = 3$

Scanned with CamScanner

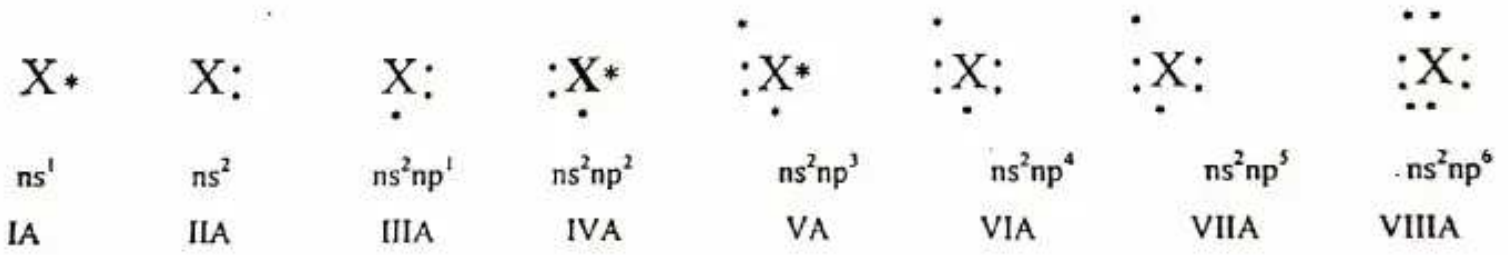
UNIDAD III: ENLACE QUÍMICO

Estructura de puntos de Lewis ó fórmula de electrones de un elemento.

Es la representación gráfica de la capa de valencia de un átomo. Se escribe el símbolo químico del elemento, y los electrones de valencia se representan por puntos o cruces, colocando uno a cada lado del símbolo hasta un máximo de cuatro y luego apareando hasta un máximo de ocho.



Otra forma de representar la estructura de Lewis para un átomo es colocando los puntos y las cruces según el final de la configuración electrónica.



Nota: **X** es el símbolo del elemento y los puntos indican los electrones de valencia.

Regla del Octeto:

El nivel de valencia de los elementos del grupo VIIIA está completo, tiene ocho electrones, y es la causa de su gran estabilidad e inactividad química. Cuando los elementos reaccionan unos con otros, tienden a completar su nivel de valencia adquiriendo los electrones necesarios para completar ocho. Este comportamiento de los elementos químicos se conoce como **"regla del octeto"** o "regla de los ocho".Cuando un elemento llena su nivel de valencia con ocho electrones, adquiere una configuración de gas noble, lo cual le confiere estabilidad.

Scanned with CamScanner

El átomo de H, solo puede tener 2 electrones en su nivel de valencia, pues nada más tiene un nivel. En este caso la regla del octeto se satisface con dos electrones y el H adquiere una configuración similar a la del gas noble He .

H* **He:**

Para cumplir con la regla del octeto los elementos pueden transferir o compartir electrones. Por ejemplo el Cloro, Cl.. Para llenar su nivel de valencia con 8 electrones el Cl puede aceptar un electrón o puede compartir una pareja de electrones:

Compartir una pareja:

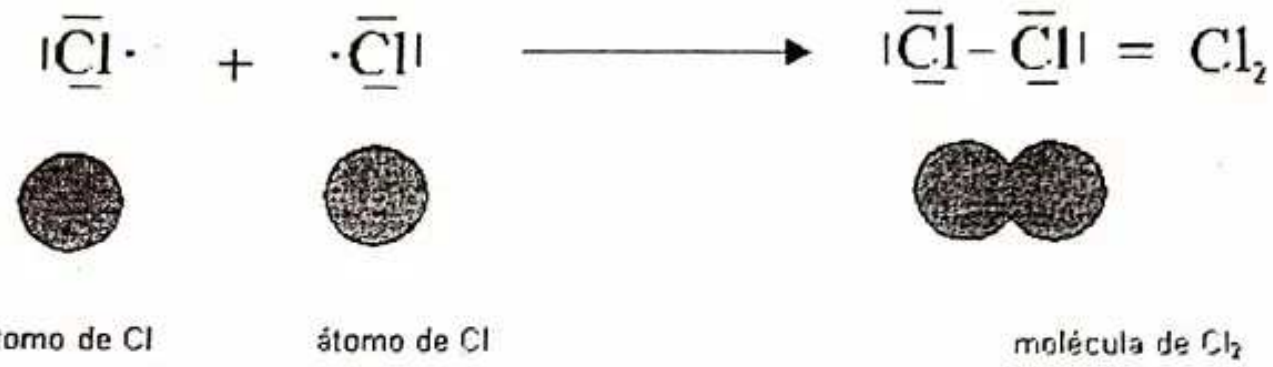


FIGURA 3.1 Dos átomos de Cloro comparten una pareja de electrones para formar una molécula de Cl_2

Aceptar un electrón:

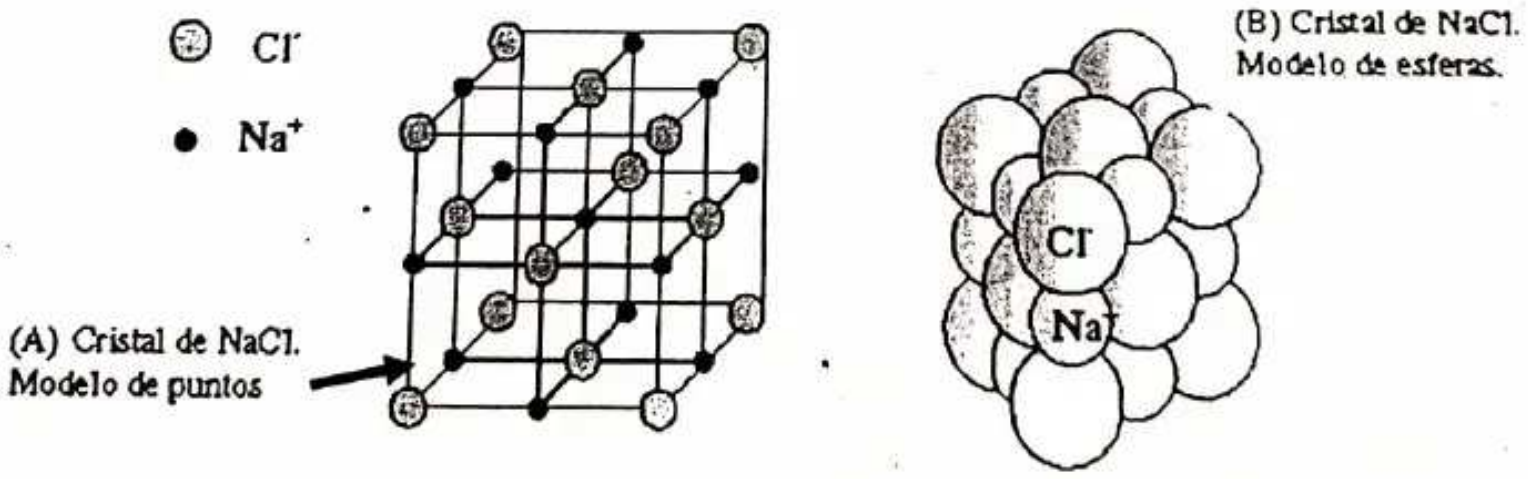


FIGURA 3.2 Un átomo de Cloro acepta un electrón de un átomo de Sodio para formar Cloruro de Sodio

Scanned with CamScanner

Si el Cl reacciona con un metal, por ejemplo, el Sodio (Na):

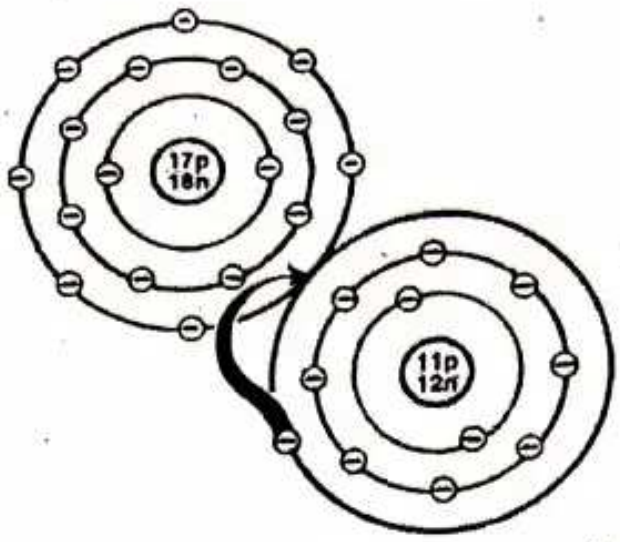


FIGURA 3.3 Transferencia de electrones entre un átomo de Sodio y un átomo de Cloro

El Cl acepta un electrón que le transfiere el Na, con lo cual se rompe el equilibrio entre protones (cargas +) y electrones (cargas). -) y el átomo de Cl, que antes de la transferencia era un átomo neutro, ahora está cargado negativamente (Cl^{-1}). El Na, al ceder un electrón queda cargado positivamente (Na+) Estas partículas (átomos) con carga eléctrica, que se forman cuando los átomos transfieren electrones, se llaman iones. Si un átomo gana electrones, queda cargado negativamente, formando un anión (ión negativo).Si un átomo pierde electrones, queda cargado positivamente formando un catión (ión positivo)

Generalmente, los elementos que ganan electrones son los no-metales y los que ceden electrones son los metales, debido a sus valores de **electronegatividad** y de **afinidad electrónica.**

ELECTRONEGATIVIDAD. Es una medida de la capacidad de un átomo para atraer los electrones cuando forma un enlace con otro átomo. Los valores de electronegatividad que aparecen en la tabla periódica corresponden a la escala de Pauling, donde el valor mayor es 4.0 que corresponde al Flúor y el valor menor es 0.7 que corresponde al Cesio.

En un mismo grupo, la electronegatividad aumenta al disminuir la carga nuclear Z y en un mismo periodo aumenta al aumentar la carga nuclear Z. Aumento de la electronegatividad:

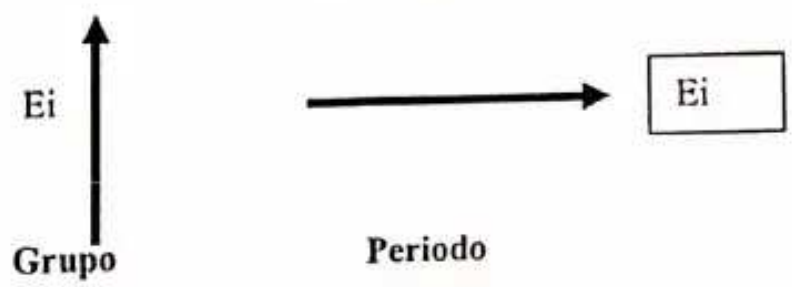
Scanned with CamScanner

Por lo tanto cuando un elemento situado en la parte izquierda de la tabla periódica reacciona con uno situado en la parte derecha, el primero cederá electrones al segundo. Un ejemplo sería el caso del Na y el Cl explicado anteriormente. Es decir, los elementos menos electronegativos cederán electrones a los más electronegativos

ENERGIA DE IONIZACION, Ei, es la energía requerida para remover uno o más electrones a un átomo neutro en estado gaseoso y convertirlo en un catión (ión positivo). Por ejemplo:

$$Mg + Ei \rightarrow Mg^{+2} + 2e^{-}$$

La energía necesaria para remover un primer electrón (Ira. energía de ionización) es menor que la que se necesita para remover un segundo electrón (2da energía de ionización) y esta a su vez es menor que la requerida para quitar al átomo un tercer electrón (3ra energía de ionización). Para los elementos del mismo Grupo o Familia, esta energía aumenta al disminuir Z; y en un mismo periodo, aumenta al aumentar Z. Esto se debe a que al disminuir la distancia entre los protones que se encuentran en el núcleo (cargas +) y los electrones que se encuentran en los niveles (cargas -), aumenta la atracción entre cargas opuestas.



AFINIDAD ELECTRÓNICA, Ae, es la cantidad de energía liberada cuando un átomo captura un electrón y se transforma en un anión (ión negativo). Por ejemplo.

$$F + 1e^{-} \rightarrow F^{-1} + Ae$$

Las tendencias en la afinidad electrónica son semejantes a las mostradas por los valores de la energía de ionización en la tabla periódica. Los elementos con valores altos de energía de ionización también poseen alta afinidad electrónica.

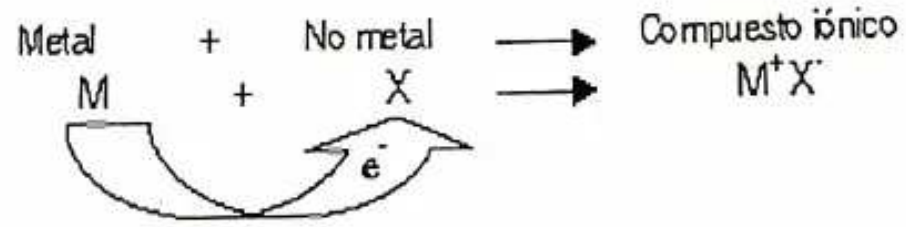
Scanned with CamScanner

Por convención, se asigna un valor negativo a la afinidad electrónica cuando se libera energía. Mientras mayor sea el valor negativo de la afinidad electrónica, mayor será la tendencia del átomo a aceptar un electrón. La afinidad electrónica, lo mismo que la electronegatividad, aumenta de manera general en un mismo período, de izquierda a derecha.

Enlaces Químicos:

Cuando los elementos reaccionan para formar compuestos, se unen mediante **enlaces químicos**. Estos enlaces pueden ser de dos tipos:

a) Enlaces iónicos: Se forman cuando se transfieren electrones de un átomo a otro. En este tipo de enlace hay formación de iones y las fuerzas de atracción entre los elementos que forman el enlace son de carácter eléctrico (atracción entre cargas opuestas). El enlace iónico se forma entre un metal y un no-metal debido a que la diferencia de electronegatividades es bastante elevada. Al enlace iónico se le llama también **electrovalente** y los compuestos formados por este tipo de enlace se le llaman **compuestos iónicos**. Los compuestos iónicos son conductores de la electricidad.



Si tomamos como ejemplo el enlace formado entre el 0 y el Mg observamos que el oxigeno es mucho más electronegativo que el magnesio y por esta razón capta los dos electrones de valencia de este último:

	Mg	O
Electronegatividad	1.2	3.5

Note que la diferencia de electronegatividades entre estos dos elementos es. 3.5 – 1.2 = 2.3. Generalmente una diferencia de electronegatividades igual o mayor que 1.9 indica un enlace iónico.

b) Enlaces covalentes: Se forman entre dos no-metales por compartición de electrones .Como la diferencia de electronegatividades entre dos no metales no es alta y en algunos casos es nula, en este enlace no hay formación de iones; simplemente, si las electronegatividades son diferentes hay un desplazamiento de la carga negativa de los electrones compartidos hacia el elemento más

Scanned with CamScanner

electronegativo de los que forman en enlace. De esta manera, el otro elemento queda con carga menos negativa (parcialmente) que el anterior formándose un dipolo o molécula polar debido a que la carga eléctrica no esta distribuida equitativamente entre los átomos que forman el enlace. Este enlace recibe el nombre de **enlace covalente polar** (diferencia de electronegatividades < 1.9). Si los elementos que forman el enlace tienen la misma electronegatividad, el enlace recibe el nombre de **covalente no polar o puro** (diferencia de electronegatividades 0). Por ejemplo:

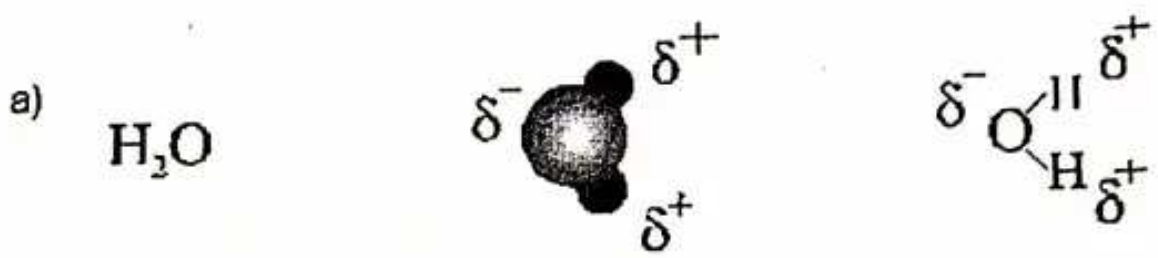


FIGURA 3.4 A Enlace covalente polar

H_2	H:H	H–H
O_2	:O::O:	:O=O:

FIGURA 3.4 B Enlace covalente puro

En el caso de las moléculas de H_2 y O_2, compartiendo una pareja de electrones ambos elementos satisfacen la regla del octeto: cada H tiene 2 electrones en su nivel de valencia y cada O tiene 8 electrones en su nivel de valencia. En estos dos ejemplos la diferencia de electronegatividades es cero. Este es un enlace **covalente puro, no polar u homopolar.**

En el caso de la molécula de agua como la diferencia de electronegatividades no es alta (H = 2.1, O = 3.5), no hay transferencia de electrones y por lo tanto no se forman iones. Pero como el O es más electronegativo, su densidad de carga, será $\&^-$ (parcialmente negativa) en relación con la del H que será $\&^+$ (parcialmente positiva). La formación de este tipo de compuesto es lo que se llama una **Molécula polar ó dipolo**. Los compuestos formados por este tipo de enlace se llaman

Scanned with CamScanner

compuestos covalentes polares ó heteropolares. Mientras mayor sea la diferencia de electronegatividad entre dos elementos, mayor será la polaridad del enlace que estos forman.

Enlace Covalente Múltiple

Los elementos pueden compartir más de una pareja de electrones para cumplir con la regla del octeto, formándose los dobles y triples enlaces. Por ejemplo

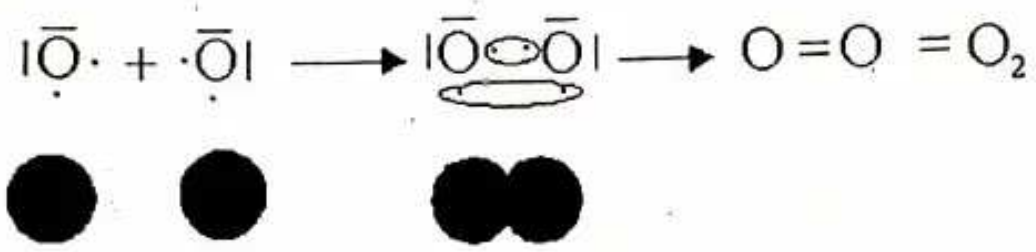
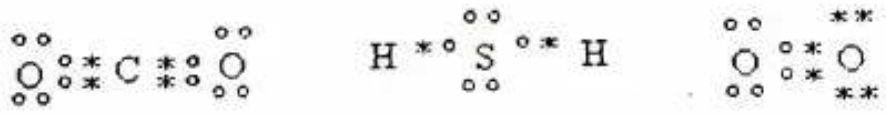


FIGURA 3.5 Enlace covalente doble

En resumen, cuando los átomos se unen para formar los compuestos, **transfieren** o **comparten** electrones de tal manera que se satisfaga la regla del octeto. Veamos las estructuras de Lewis para algunos compuestos:



a b c

FIGURA 3.6 a) Molécula de CO_2 b) Molécula de H_2S c) Molécula de O_2

En el caso **a** se forma un enlace covalente doble entre Carbono y Oxigeno. En el caso **b** hay una sola pareja de electrones compartida entra el Hidrógeno y el Azufre. En el caso **c** se forma un doble enlace entre dos átomos de Oxigeno.

Clasificación de los enlaces químicos según a la diferencia de electronegatividades (X_A-X_B)

La diferencia entre las electronegatividades de los elementos que forman un enlace permite hacer la siguiente clasificación:

$(X_A\text{-}X_C) \geq 1.9$ **Enlace Iónico**
$(X_A\text{-}X_C) < 1.9$ **Enlace covalente polar**
$(X_A\text{-}X_C) = 0$ **Enlace covalente no polar**

X= valor de electronegatividad para cada elemento

Scanned with CamScanner

Sustancias electrolíticas y no electrolíticas

Se llaman sustancias **electrolíticas o electrólitos** aquellos compuestos que fundidos ó disueltos en agua, tienen la propiedad de conducir la corriente eléctrica. Esto se debe a la diferencia de carga entre los elementos que forman el enlace y a que al disolverse, los electrólitos se disocian en iones + (cationes) e iones - (aniones), los cuales transportan la corriente eléctrica. Los compuestos en estado sólido no conducen la corriente eléctrica.
De lo anterior podemos deducir, que son electrólitos todos los compuestos iónicos y también los compuestos covalentes polares ya que forman iones que al disolverse en el agua adquieren movilidad y son capaces de transportar la corriente eléctrica. Los compuestos formados por enlace covalente puro no son conductores de la electricidad o sea son **no electrólitos** debido a que no forman iones. **Por ejemplo: el alcohol etílico, azúcar y yodo molecular.**

Los **electrólitos** se clasifican en **fuertes y débiles** según la cantidad de iones que produzcan al ser disueltos (% de ionización). Aquellas sustancias que producen una alta concentración de iones al disolverse, **son electrólitos fuertes.** Las que producen baja concentración de iones son **electrólitos débiles. Por ejemplo, el ácido clorhídrico, el hidróxido de sodio y el cloruro de sodio** son electrólitos fuertes. **El ácido acético y el amoníaco son electrolitos débiles.**

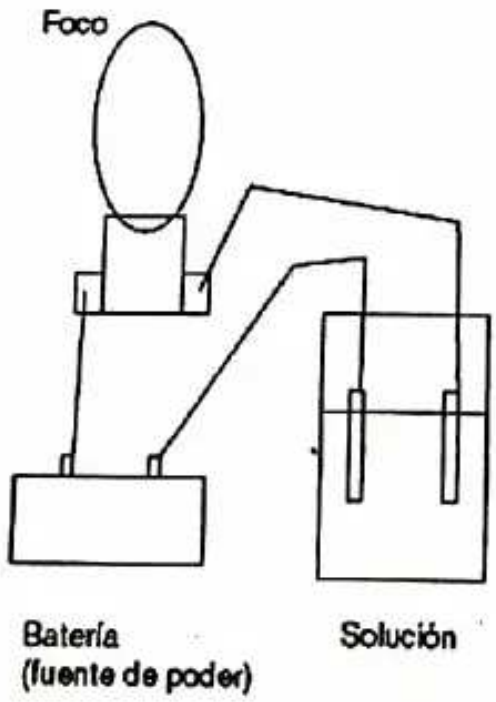


FIGURA 3.7 Transporte de la corriente eléctrica por un electrólito

Scanned with CamScanner

HOJA DE EVALUACIÓN

UNIDAD III Enlace Químico

NOMBRE_____MATRICULA_____

SECCION_____PROFESOR_____

I- SELECCIONE LA RESPUESTA CORRECTA:

1.-Los electrones que se comparten o se transfieren para formar enlace quimico se encuentran en:

a) Primer nivel de energía b) Nivel de valencia

e) Nivel de energía medio d) el nucleo

2.- Segun la regla del octeto, los elementos tienden a completar su capa de valencia con :

a) 8 electrones b) 16 electrones

c) 8 protones d) 8 neutrones

3.- Si una pareja de electrones es compartida entre dos átomos, el enlace se denomina:

a) Coordinado b) Doble

e) Simple d) Covalente

4.- Cuando los electrones compartidos estan distribuidos de manera homogenea alrededor de los átomos que forman un enlace, la molecula formada es:

a) Polar b) No polar

e) lónica d) Coordinada

5.-Cuando se enlazan los elementos compartiendo más de una pareja de electrones, el enlace se llama:

a) covalente multiple b) ionico

c) electrovalente d) ninguna de las anteriores

6.-La caracteristica de un enlace ionico es:

a) transferir electrones b) compartir electrones

c) se forma una molecula polar d) tanto **b** como **c** son correctas

Scanned with CamScanner

7.- Cual de los siguientes elementos no forma ningun tipo de enlace:

a) Cl
b) Na
c) He
d) S

8.- Una sustancia capaz de conducir la corriente eléctrica cuando está disuelta o fundida es un:

a) Gas noble
b) electrólito
c) compuesto covalente puro
d) no electrólito

9.- Para que una sustancia se considere un electrólito, al disolverse en agua o fundirse debe.

a) Dividirse en átomos y moléculas
b) emitir radiación alfa
c) dividirse en iones
d) no formar iones

10.-Un electrolito es débil cuando:

a) la concentracion de iones es baja
b) forma muchos iones
e) la concentracion de iones es alta
d) esta formado por enlace ionico

II - EJERCICIOS

1.-Escriba la estructura de Lewis para los siguientes elementos:

a) Ba
b) I
c) As
d) Ar

2.-Usando las estructuras de Lewis represente la moleculas siguientes:

a) SO_2
b) PH_3
c) Br_2
d) KI

Scanned with CamScanner

3.-Organice las siguientes parejas de elementos enlazados en orden creciente de polaridad:

a) N-F	d) C-F	g) O-O	j) C-Cl
b) Mg-O	e) Na-F	h) P-H	k) N-N
c) N-O	f) S-O	i) K-S	l) Li-F

4.- Con la expresion $(X_A - X_C)$ diga cuales de las siguientes sustancias son iónicas, cuales polares y cuales no polares:

a) CS_2 b) P_20_5

C) PCl_3 d) NaF

e) Zn Br_2 f) Cl_20

g)NH_3 h) $GaCl_3$

X_A y X_C= Electronegatividad de los elementos que forman el compuesto

5.- Cuando las siguientes parejas de elementos se unen para formar moleculas, cual es el la parte negativa y cual es la parte positiva de esa molecula:

a) Mg Cl_2 b) K_2O c) $S0_3$

d) CaC_2 e) Al Cl_3 f) FeI_3

6.- Escriba cinco parejas de elementos que forman enlace ionico.

7.- Escriba cinco parejas de elementos que forman enlace polar.

Scanned with CamScanner

8.- Utilice las estructuras de Lewis, para representar la transferencia de electrones entre los siguientes atomos:

a) Na - I

b) Na- S

c) Mg - Br

d) Mg - Se

9.-Escriba la configuracion electronica de:

a) Ca y Ca^{+2}

b) Cl y Cl^{-1}

c) Al y Al^{+3}

d)O y O^{-2}

10.-Cual de los siguientes pares de elementos forma enlace covalente no polar:

a) Cl - Cl

b) Na - Cl

c) K - Cl

d) S – 0

Scanned with CamScanner

UNIDAD IV: CALCULOS, ECUACION y COMPOSICION QUIMICA

Masa molecular (MM)

Para calcular la masa de un compuesto, debemos sumar las masas de los átomos que lo forman previamente multiplicados por el número de átomos de cada elemento o subíndice que posee cada elemento en la formula del compuesto. La masa de una molécula de un compuesto se llama **masa molecular o peso formula** y se expresa en unidades de masa atómica **uma** (u)*. Así, consultando la tabla periódica tenemos

Masa del H_20:

2 átomos de H_2 2 x 1.00 u = 2.00 uma

1 átomo de 0 1 x 15.99 u = 15.99 uma

1 molécula de H_20 = 17.99 ≅ 18 uma

- 1 uma = 1.67×10^{-24}gramos.

EL MOL.

Como vimos anteriormente, los átomos tienen masas extremadamente pequeñas. La unidad de masa atómica (uma) equivale a 1.67×10^{-24}g, masa que no es posible medir en balanza alguna. En situaciones reales, es decir en el laboratorio, se trabaja con cantidades de sustancia que contienen una enorme cantidad de átomos. En consecuencia, debemos contar con una unidad especial para describir una gran cantidad de átomos . Esa unidad es el **mol o molécula gramo** (unidad de cantidad de sustancia del sistema SI). Por definición, el mol es la cantidad de sustancia que contienen tantos átomos ó moléculas como hay en 12 gramos de C^{12} . Es decir, que 12 gramos de C = 1 mol de Carbono . Note que la masa de un mol de átomos de C es igual a su masa atómica expresado en gramos. En una definición menos formal, al igual que *una docena* de partículas son doce de estas partículas, *un mol* de partículas contiene $6{,}023 \times 10^{23}$ de estas partículas. Este número de llama número de Avogadro, en honor al físico italiano Amadeo Avogadro, quien lo determinó por primera vez

Scanned with CamScanner

Así, por ejemplo:

1 átomo de 0 = 16 uma	1 mol de 0 = 16 g	$6x10^{23}$ átomos de Oxigeno
1 átomo de Na = 22.99 uma	1 mol de Na = 22.99 g	$6x10^{23}$ átomos de Sodio
1 molécula de H_20 = 18 uma	1 mol de H_20 = 18 g	$6x10^{23}$ moléculas de Agua
1 molécula de NH_3 = 17 uma	1 mol de NH_3 = 17 g	$6x10^{23}$ moléculas de Amoniaco

- La masa molecular (**MM**) se expresa en **uma** y la masa molar ($\mathcal{M}$) en **gramos.**

Figura 4.1 Relaciones entre la masa de un elemento y el numero de moles del mismo y entre moles de un Elemento y numero de atomos del mismo.

El concepto de mol, nos permite calcular la masa en gramos de un átomo de cualquier elemento ó compuesto.

Ejemplo 1: **¿Cual es la masa en gramos de un átomo de Helio?**

$$\text{Gramos de He} = \frac{4.00g\,/\,\cancel{mol}}{6.02x10^{23}\,atomos\,/\,\cancel{mol}} = 6.64 \times 10^{-24} \text{ gramos/ átomo}$$

ó según el siguiente razonamiento

1 mol He (6.02×10^{23} átomos) $\longleftrightarrow$ 4.00 g
1 átomo He $\longleftrightarrow$ X g

$$X = \frac{4.00gx1\cancel{atomo}\cancel{mol}He}{6.02x10^{23}\,\cancel{atomos}} = 6.64 \times 10^{-24} \text{ gramos/átomo}$$

Ejemplo 2: **Cual es la masa en gramos de 1 molécula de H_20?**

$$\text{Gramos de } H_20 = \frac{18g\,/\,\cancel{mol}}{6.02x10^{23}\,moleculas\,/\,\cancel{mol}} = 2.99x10^{-23} \text{ gramos/molécula}$$

También podemos calcular cuantos moles hay en determinada cantidad de sustancia:

Ejemplo 3: **¿Cuantos moles de Zn hay en 23.3g del metal ?**

Scanned with CamScanner

$$\text{Moles Zn} = \frac{23.3 \cancel{gramos}}{65.39 \cancel{g}/\,mol} = 0.356 \text{ moles}$$

Será muy útil memorizar la siguiente fórmula, para cualquier sustancia:

Número de moles = gramos/ masa molar

Tanto para los elementos como para los compuestos.

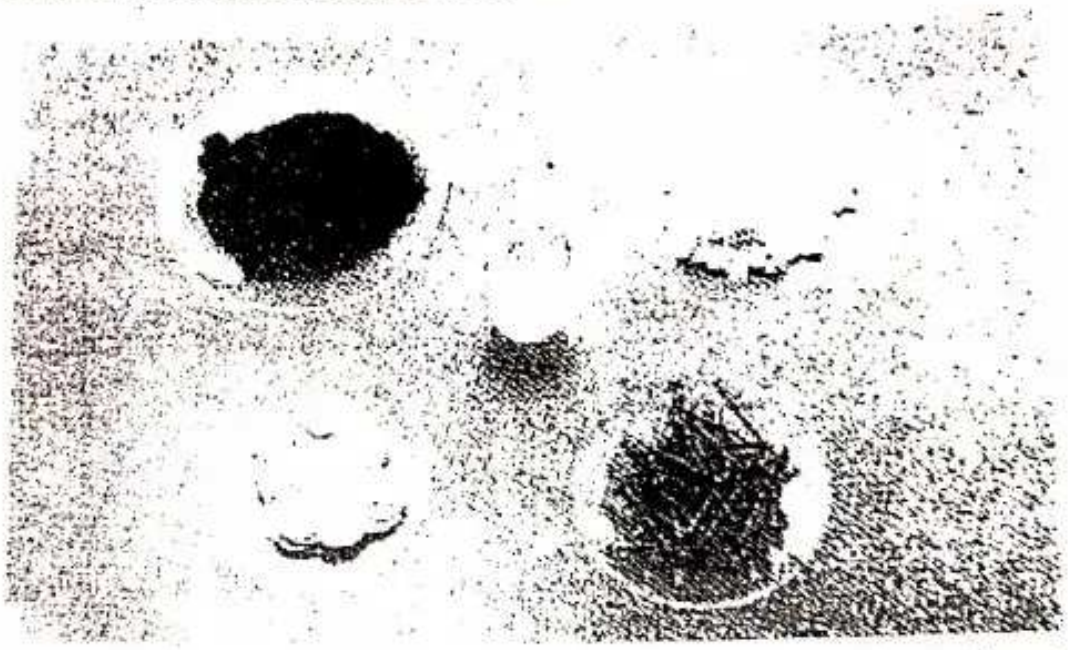


Figura 4.2 Un mol de varias sustancias comunes: cobre (monedas), hierro (clavos) Carbón (polvo), mercurio (metal líquido), azufre (polvo).

Ley de Lavoisier o Ley de la Conservación de la Materia.

El estudio de innumerables reacciones químicas ha demostrado que la masa total de todas las sustancias presentes después de una reacción química es la misma que la masa total antes de la reacción: "En toda reacción química, la masa de los productos es igual a la masa de los reaccionantes."

Esta observación se conoce como la **ley de la conservación de la masa**. En forma más general, la materia ni se crea, ni se destruye, solo se realiza un intercambio de partículas que adquieren una nueva distribución. Esta ley la determinó **Antoine Laurent Lavoisier** en forma experimental.

En una ecuación química balanceada tiene que existir el mismo número de átomos de cada elemento a la izquierda y a la derecha de la flecha que separa los reaccionantes de los productos.

Scanned with CamScanner

Como vimos anteriormente, en los cambios químicos se llaman **reaccionantes,** la sustancia o sustancias que se transforman para formar los **productos.** El número que tiene delante cada fórmula o simbolo químico en una ecuación química, se llama **coeficiente estequiométrico.**
Por ejemplo:

$$\underset{\text{Reaccionantes}}{A + B} \rightarrow \underset{\text{Productos}}{C + D}$$

Veamos un ejemplo real

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

note que en esta ecuación no se cumple la ley de Lavoisier, porque del lado de los reaccionantes hay 2 átomos de H y 2 átomos de O . Del lado de los productos hay 2 átomos de H , pero un solo átomo de O .
Si colocamos un coeficiente 2 delante de la fórmula del H_2O y un coeficiente 2 delante del símbolo de H:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$$

Con lo cual se cumple la ley de Lavoisier. Este proceso se conoce como balanceo de ecuaciones químicas

Balanceo de Ecuaciones Químicas por simple inspección o tanteo

Uno de los métodos de balancear una ecuación química es por inspección o tanteo, es decir, colocando simplemente coeficientes delante de cualquiera de las fórmulas o de los símbolos hasta que haya el mismo número de cada átomo en ambos lados de la ecuación, según se realizo en el ejemplo anterior.
Para balancear una ecuación química seran utiles las siguientes pautas:
1 -Escriba la fórmula correcta para los reaccionantes y productos, escribiendo los reactantes a la izquierda y los productos a derecha separados por una flecha o por un signo de igual (=). Una vez escrita la formula correcta, no deben cambiarse durante la operación de balanceo o ajuste.

Scanned with CamScanner

2- Inicie el balanceo con los compuestos que tienen varios elementos. Es recomendable ajustar primero los átomos diferentes al hidrógeno y al óxigeno.

3- Deje los elementos en estado libre hasta el último momento, ya que cambiando los coeficientes de estos solo cambian esta clase de átomos.

4- Si aparecen fracciones en la ecuación, se multiplica todo por el número más pequeño que climine esta fracción. Además asegúrese al final, que todos los coeficientes estén en la relación o proporción más baja posible; si no es así, simplifiquelos, dividiendo entre el coeficiente menor, todos los coeficientes que aparecen en la ecuación.

Ejemplos. Ajuste las Ecuaciones Siguientes:

1) $Al_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow Al\,Cl_{3(s)}$

Para balancear la ecuación determinamos la cantidad de átomos de cada elemento que hay en los reaccionantes y en los productos:

Reaccionantes	**productos**
2 átomos de Cloro (Cl_2)	3 átomos de Cloro
1 átomo de Aluminio (Al)	1 átomo de Aluminio

coloquemos delante del cloro reacionante el número 3 y delante del producto el número 2 para ajustarlo, quedando

$$Al_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \rightarrow 2Al\,Cl_{3(s)}$$

solo queda por balancear el aluminio. Como ahora hay 2 átomos en el producto colocamos el 2 al aluminio reactante y obtendremos:

$2Al_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \rightarrow 2Al\,Cl_3$ Ecuacion balanceada

2) $C_2H_{4\,(g)} + 0_{2(g)} \rightarrow C0_{2(g)} + H_2O_{(g)}$

Scanned with CamScanner

Como hay 2 atomos de carbono en los reactantes, ponemos un 2 delante del $C0_2$ en los productos. Como entran 4 atomos de hidrogeno deben salir 4, colocamos entonces delante del agua un 2 (porque el H_2O ya tiene 2 atomos de hidrogeno), veamos:

$$C_2H_{4\,(g)} + 0_{2(g)} \rightarrow 2C0_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

Solo queda por balancear el oxigeno y observamos que en los productos hay 6 atomos de oxígeno por lo tanto,colocaremos delante del oxigeno reactante, O_2 un numero 3 y obtendremos:

$$C_2H_{4(g)} + 30_{2(g)} \rightarrow 2C0_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$ **Ecuacion balanceada**

3) $\mathbf{Ca\,(OH)_2 + H_3\,P0_4 \rightarrow Ca_3(P0_4)_2 + H_20}$

Aplicaremos la pauta número 2, ajustar primero los elementos diferentes al oxígeno O, e hidrogeno H, que son el fósforo P, y el calcio Ca. Para ello colocaremos a los reactantes como coeficientes; 3 para el calcio y 2 para el fósforo.

$$3Ca\,(OH)_2 + 2H_3\,P0_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_20$$

Por ultimo,se ajustan el oxígeno y el hidrógeno. Chequeamos el hidrógeno y observamos que entran 12. Colocamos delante del agua H_2O del producto un 6 con lo cual tendremos 12 H y 14 O, igual que en los reaccionantes:

$$\mathbf{3Ca\,(OH)_2 + 2H_3\,P0_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6H_20}$$ **Ecuacion balanceada**

OBSERVE QUE EN NINGUN CASO SE CAMBIAN LOS SUB INDICES QUE TIENE LA FORMULA QUÍMICA DE LA SUSTANCIA. UNICAMENTE ES PERMITIDO CAMBIAR LOS COEFICIENTES.

Ley de Proust ó de la Composición Constante.

"Cuando los elementos se combinan para formar un compuesto, siempre lo hacen en proporciones definidas y constantes en peso".

La fórmula de un compuesto indica la proporción en que se combinan los elementos para formarlo. Así por ejemplo, la fórmula del agua H_20, indica que para formar el compuesto se combinan el H y el 0 en proporción 2:1. Si lo expresamos en unidades de masa, tenemos que 2 uma de H se combinan con 16 uma de 0.

Scanned with CamScanner

Si lo expresamos en porcentaje, tenemos que el H_20 tiene 11% de H y 89% de 0. Cualquier muestra de H_20 que tomemos, sea de la lluvia, del acueducto, de un río ó de una laguna tendrá esta misma composición.

Es por esto que no se pueden cambiar los sub-índices de las fórmulas químicas, ya que cada compuesto tiene su composición definida, según la ley de Proust.

Cómo se calcula la composición porcentual de un compuesto:

a) A partir de su fórmula química:

Ejemplo: Calcular la composición centesimal del compuesto SnO_2

La masa total del compuesto, es la suma de las masas de los átomos que lo forman, por tanto:

1 átomo de Sn = 1 x 119 u 119 *uma*

2átomos de 0 = 2x16u 32 uma

151 uma

Cómo el compuesto Sn O_2, contiene un átomo de Sn

$$\% \text{ de Sn} = \frac{119u}{151u} x100 = 78.81\%$$

Los dos átomos de O , sería

$$\%O = \frac{32u}{151u} x100 = 21.19\%$$

ó también % 0 = 100 - 78.81% = 21.19%

Ya que la suma de los porcentajes de los elementos que forman el compuesto es igual a 100%.

b) A partir de las cantidades de los elementos y del compuesto:

Ejemplo : 16.03g de Azufre, reaccionan con 27.00g de Calcio y producen 43.03g de Sulfuro de calcio . Calcular la composición porcentual. Los gramos del compuesto se consideran como el 100%, es decir:

43.03g ——— 100 %

16.03g ——— X

$$X = \frac{16.03}{43.03} x100 = 37.25\%$$

Scanned with CamScanner

Para el Calcio podemos hacer el mismo cálculo, sustituyendo los gramos de Azufre (S) por los 27.00 g de Calcio (Ca) :

43.03g ———100 %

27.00g ——— X $\qquad X=\frac{27.00}{43.03}x100=62.75\%$

De los ejemplos anteriores podemos deducir la siguiente fórmula general para calcular composición porcentual:

$$\%\ \text{elemento}=\frac{masa\ elemento}{masa\ compuesto}x100$$

Nota: Para calcular la composición porcentual de un compuesto debe calcularse el % de cada elemento que lo forma.

Otras aplicaciones de la Ley de Proust:

1- Para un compuesto como por ejemplo el oxido de sodio, Na_2O, la relación entre el sodio (Na) y el oxigeno (O) es de 2:1 es decir dos átomos de sodio por cada átomo de oxigeno. Si expresamos en gramos esta relación: 46 gramos de sodio se combinan con 16 gramos de oxigeno para formar 62 gramos de oxido de sodio. Esta información la ofrece la formula química.

Si queremos calcular cuantos gramos de sodio se necesitan para reaccionar con 90 gramos de oxigeno y formar el oxido de sodio realizaremos el siguiente calculo:

46 gramos de sodio _____ 16 gramos de oxigeno

X gramos de sodio _____ 90 gramos de oxigeno

$$X=\frac{46\ \text{gramos de sodio x 90 gramos de oxigeno}}{16\ \text{gramos de oxigeno}}=258.75\ \text{gramos de sodio}$$

Cuantos gramos del compuesto oxido de sodio se formarían en el caso anterior?

258.75 gramos de sodio + 90 gramos de oxigeno = **348.75 gramos de Na_2O.**

Scanned with CamScanner

2- Una muestra analizada contiene 25 % de Oxígeno y el resto de Hierro. Cuantos gramos del compuesto se formaría si reaccionan 250g de Hierro con suficiente Oxígeno?

Si el 25% es Oxigeno, el 75% es Hierro. Podemos expresar esto en gramos:

25 gramos de Oxigeno _____ 75 gramos de Hierro

X gramos de Oxigeno _____ 250 gramos de Hierro

$$X = \frac{250 \text{ g de Fe} \times 25 \text{ g de O}}{75 \text{ g de Fe}} = \textbf{83.33 g de Oxigeno}$$

Se formarian 250 g de Fe + 83.33 g de O = **333.33 gramos de compuesto**

ESTEQUIOMETRIA

La estequiometría de una reacción química trata de las relaciones entre las cantidades de reaccionantes y productos que toman parte en el proceso. Si se trata de un compuesto, la estequiometria se refiere a las cantidades de cada elemento que forman parte del compuesto. En ambos casos se observa la ley de Proust según la cual estas proporciones son constantes para cada reacción química o para cada sustancia.

Para realizar cálculos estequiométricos, la ecuación química debe estar balanceada o la formula del compuesto escrita correctamente. Como vimos anteriormente, el número que aparece delante de cada fórmula o símbolo, en una ecuación química, se llama coeficiente estequiométrico y se puede interpretar como el número de moles de cada sustancia que interviene en la reacción. . Por ejemplo, considere la siguiente ecuación balanceada:

$$2CO\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow 2CO_2\,(g)$$

Esta se lee de la siguiente manera: dos moles de monóxido de carbono gaseoso, se combinan con un mol de oxígeno gas y producen 2 moles de bióxido de carbono gaseoso .Supongamos que

Scanned with CamScanner

queremos calcular cuantos moles de CO_2 gas se obtendrian, si en la reacción anterior se utilizan 50 moles de CO gas. Haríamos la siguiente relación :

2 mol CO $\rightarrow$ 2 mol CO_2
50 mol CO $\rightarrow$ X

$$X = \frac{50 \text{ mol CO} \times 2 \text{ mol } CO_2}{2 \text{ mol CO}} = 50 \text{ mol } CO_2$$

También podemos dar la respuesta en gramos, si así lo pidiera el problema; solo transformamos los moles en gramos :

50 moles CO_2 = 50 mol x 44 g/mol = **220 g**

donde 44 g/mol es el masa molar del CO_2 .

En resumen, la estequiometría de una reacción química me permite conocer que cantidades de productos se forman en una reacción química o que cantidades de reaccionantes debo utilizar para obtener cierta cantidad de productos.

Veamos algunos ejemplos:

1- $2Li\ (s)\ 2H_2O \rightarrow 2Li\ OH\ (ac)\ +\ H_2\ (g)$

a) Cuantos moles de H_2 se forman con 6.23 moles de Li ?

b) Cuantos gramos de H_2 se forman con 80.57g de Li ?

Solución:

a) 2 moles Li $\rightarrow$ 1 mol H_2
6.23moles de Li $\rightarrow$ X

$$X = \frac{6.23 \text{ moles Li} \times 1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ moles Li}} = \mathbf{3.11 \text{ moles de } H_2}$$

b) 2 (6.9g) Li $\rightarrow$ 2g H_2 (cada mol de Li pesa 6.9 gramos)
80.57g Li $\rightarrow$ X

Scanned with CamScanner

$$X = \frac{80.57g\ Li \times 2g\ H_2}{2 \times 6.9g\ Li} = \mathbf{11.68g\ H_2}$$

2- Cuantos gramos de oxigeno reaccionan con 350 g de aluminio para formar oxido de aluminio (Al_2O_3), según la siguiente ecuación balanceada

$$4Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3$$

Solución:

a) Según la ecuación química, 4 x 27 gramos de Aluminio reaccionan con 3x 32 gramos de Oxigeno para formar el producto:

108 gramos de Aluminio _____ 96 gramos de oxigeno
350 gramos de Aluminio _____ X gramos de oxigeno

$$X = \frac{350\ g\ de\ Al \times 96\ g\ de\ O}{108\ g\ de\ Al} = \mathbf{311\ gramos\ de\ Oxigeno}$$

b) Cuantos gramos de oxido de Aluminio Al_2O_3 se formarían en este caso?

350 g de Al + 311 g de O = **661 gramos de Al_2O_3**

Scanned with CamScanner

HOJA DE EVALUACIÓN
UNIDAD IV

NOMBRE_____MATRICULA_____

SECCION_____PROFESOR_____

I Seleccione la respuesta correcta:

1.- La unidad utilizada para expresar el masa de los átomos y moléculas es :

a) gramo b) libra

c) uma d) número de Avogadro

2.- En un mol de agua, H_2O, hay :

a) 1 molécula de agua b) 1 átomo de agua

c) 1 docena de moléculas c) $6.02x10^{23}$ moléculas

3.- Es la masa de un mol de NaCl:

a) 58 uma b) 58 gramos

c) $6.02x10^{23}$ gramos d) $6.02x10^{23}$ uma

4.- "En toda reacción química la masa de los productos es igual a la masa de los reaccionantes". Este

enunciado corresponde a:

a) Ley de Hund b) Ley de Proust

c) Ley de Avogadro d) Ley de Lavoisier

5.- "Cuando los elementos se combinan para formar un compuesto, siempre lo hacen en proporciones

definidas y constantes en peso". Este enunciado corresponde a:

a) Ley de Hund b) Ley de Proust

c) Ley de Avogadro d) Ley de Lavoisier

Scanned with CamScanner

II Ejercicios

1.-Determine la masa molar ($\mathcal{M}$) de las sustancias siguientes:

a) $Ca(NO_3)_2$ b) $Pb(C_2H_3O_2)_2\,3H_2O$

c) $(NH_4)_2SO_4$ d) $Ag_2Cr_2O_7$

2.-Determine cuantos moles de sustancias hay en cada una de las muestras siguientes:

a) 400g de $NaHCO_3$ b) 200g de $Hg_3(PO_4)_2$

c) 45g de $C_6H_{12}O_6$ d) 102g de $Co(NO_3)_3$

3.- Determine cuantos átomos hay en:

a) 224g de Azufre b) 186g de Magnesio

c) 240g de Carbono d) 326g de Bromo

4.- Determine cuantas moléculas hay en:

a) 260g de NH_4OH b) 150g de $NaHSO_4$

c) 286g de Cr_2O_3 d) 360g de $(NH_4)_3PO_4$

5.-Calcule cuantos gramos hay en las porciones siguientes:

a) 5 moles de H_3PO_4 b) 1.20 moles de H_2SO_4

c) 0.75 moles de $Ca(OH)_2$ d) 0.20 moles de Cr_2O_3

6.- Calcule cuantos gramos pesan las muestras siguientes:

a) 2.01×10^{23} moléculas de CO_2 b) 3×10^{23} moléculas de $MgCl_2$

c) 1.20×10^{23} moléculas de C_3H_8 d) 12.04×10^{23} moléculas de $C_6H_8O_6$

Scanned with CamScanner

7.-Cual de las siguientes ecuaciones cumple con la ley de Lavoisier

a) $P Cl_5 + H_2O \rightarrow H_3 PO_4 + HCl$ b) $3 MnO_2 + 4Al \rightarrow 2 Al_2 O_3 + 3Mn$

c) $2 FeS + O_2 \rightarrow Fe_2 O_3 + 2 SO_2$ d) $2 NH_3 + 5 O_2 \rightarrow N_2O_4 + H_2O$

8.- Equilibre las siguientes ecuaciones :

a) $P_4 O_{10} + H_2O \rightarrow H_3 PO_4$

b) $Fe_3 O_4 + H_2 \rightarrow Fe + H_2O$

c) $C_4 H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

d) $Ca CO_3 + H_3 PO_4 \rightarrow Ca_3 (PO_4)_2 + CO_2 + H_2O$

e) $Sb_2 O_3 + NaOH \rightarrow Na SbO_2 + H_2O$

f) $Al + HNO_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 + N_2O + H_2O$

g) $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$

h) $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn (NO_3)_2 + N_2 + H_2O$

i) $KMnO_4 + HCl \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + KCl + H_2O$

j) $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$

9.-Se conoce que 29.6g de Azufre reaccionan con Magnesio en exceso y producen 58.6g de Sulfuro de Magnesio (MgS). Determine su composición porcentual.

10.- Cuando se calientan 24.8g de oxido de Mercurio (HgO) se desprenden 6.8g de Oxígeno. Calcular su composición porcentual.

11.- Calcule la composición porcentual de $K_4Fe(CN)_6$.

Scanned with CamScanner

12.- Cuando el Azufre arde en el aire se convierte en dióxido de Azufre (SO_2), que es un gas irritante para las vías respiratorias. Se comprobó que al quemar 36g de Azufre se formaron 84.5g del gas . Calcule su composición porcentual .

13.- Un oxido de nitrogeno, considerado contaminante ambiental y que proviene de los motores de combustion interna tiene la formula NO_2. Determine su composición porcentual.

14.-La combustión del gas propano, C_3H_8, procede según la siguiente ecuación química :

$$C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$$

a) Cuantos moles de O_2 se necesitan para quemar completamente 10 moles de C_3H_8 ?

b) Cuantos gramos de CO_2 se producen si se queman 2 moles de C_3H_8 ?

c) Cuantos gramos de O_2 se necesitan para oxidar completamente 127g de C_3H_8

15.- Dada la siguiente ecuación balanceada $Fe_3O_4 + 2H_2 \rightarrow 3Fe + 4\ H_2O$ c alcule c uantos gramos de hierro, Fe, se obtienen cuando reaccionan 500 gramos de Fe_3O_4.

16.- Si 36.8g de Vanadio se combinan con 12.5g de Oxígeno y forman V_2O_5 , Calcular los gramos de V y O que hay en 2680g de V_2O_5 .

Scanned with CamScanner

17.- 8.994g de Aluminio reaccionan exactamente con 8.00g de Oxígeno, para formar oxido de Aluminio. Calcule los gramos de Oxígeno qué se combinaran al oxidar completamente 260.8g del metal.

18.-La cal viva (Ca O) es un importante aditivo que se utiliza para pañete, está formado de Oxígeno y Calcio. 58g de cal viva contienen 8.6g de Calcio y el resto de Oxígeno. Determine los gramos de Oxígeno necesarios para producir 760g de cal viva.

19.- Si 27g de A se combinan con B, Para formar 58g de AB. Calcular:

a)Los gramos de A que se combinan con 86g de B

b)Los gramos de B que se combinaran con 76g de A

20.- Dada la ecuación equilibrada:

$$4Fe\,S_2 + 15O_2 + 8\,H_2O \rightarrow 2Fe_2\,O_3 + 8H_2\,SO_4$$

Determine los gramos de agua necesarios para reaccionar con 260g de FeS_2

Scanned with CamScanner

UNIDAD V : SOLUCIONES Y SOLUBILIDAD

Las soluciones **son mezclas homogéneas** de dos o mas sustancias, cuya composición puede variar. Una mezcla homogénea es aquella en la que se observa una sola fase .Por ejemplo el agua de mar, la gasolina, el café con leche, etc.

Una solución esta formada por el ***soluto*** y el ***disolvente o solvente***. El soluto es la sustancia que se disuelve para formar la mezcla y siempre se encuentra en menor proporción que el disolvente, que es el medio de dispersión, es decir la sustancia en la que se disuelve el soluto. Por ejemplo, en una solución formada por 5 mL de alcohol y 95 mL de agua, el soluto será el alcohol y el disolvente será el agua. La mezcla de ambos forma la solución.

FIGURA5.1 Las moléculas del soluto se distribuyen de manera homogénea entre las moléculas del disolvente.

Tanto el soluto como el disolvente pueden ser líquidos, sólidos o gases. De acuerdo al estado final de la solución, estas se pueden clasificar como:

ESTADO FINAL	SOLUTO-DISOLVENTE	EJEMPLOS
SOLIDO	solido-solido	aleaciones (ferroniquel, bronce)
	liquido-solido	Amalgama dental (Hg + Ag)
	gas- solido	Hidrogeno en Paladio
LIQUIDO	liquido-liquido	alcohol en agua
	solido-liquido	Azúcar en agua
	gas-liquido	Bebidas gaseosas (CO_2 en agua)
GAS	gas-gas	Nitrogeno en aire
	Liquido- gas	Neblina (gotas de agua en aire)
	Solido-gas	Particulas de polvo en aire

Scanned with CamScanner

Atendiendo a la cantidad de soluto que contienen, las soluciones se clasifican en:

a) **diluidas o no saturadas:** son aquellas que contienen una cantidad de soluto disuelto inferior a la que admite la solución a una temperatura dada.Ejemplo: a 0 °C 100 g de agua disuelven 36.5g de NaCl, es decir, a esa temperatura, una solución que contenga 20g NaCl en 100g de agua, es no saturada.

b) saturadas o concentradas: es aquellas donde la cantidad de soluto disuelto es el máximo que admite la solucione a una temperatura dada. Ejemplo: una disolución acuosa saturada de NaCl es aquella que contiene 36,5 gramos disueltos en 100 g de agua 0 °C.

c) sobre saturadas: es aquellas donde la cantidad de soluto disuelto es superior al admitido por la solución a una temperatura dada. Representan un tipo de disolución inestable, ya que presenta más soluto disuelto que el permitido por la solución para la temperatura dada.

Para preparar este tipo de disoluciones se agrega soluto en exceso, a elevada temperatura y luego se enfría el sistema lentamente. Estas soluciones son inestables, ya que al añadir un cristal muy pequeño del soluto, el exceso disuelto precipita; de igual manera sucede con un cambio brusco de temperatura.

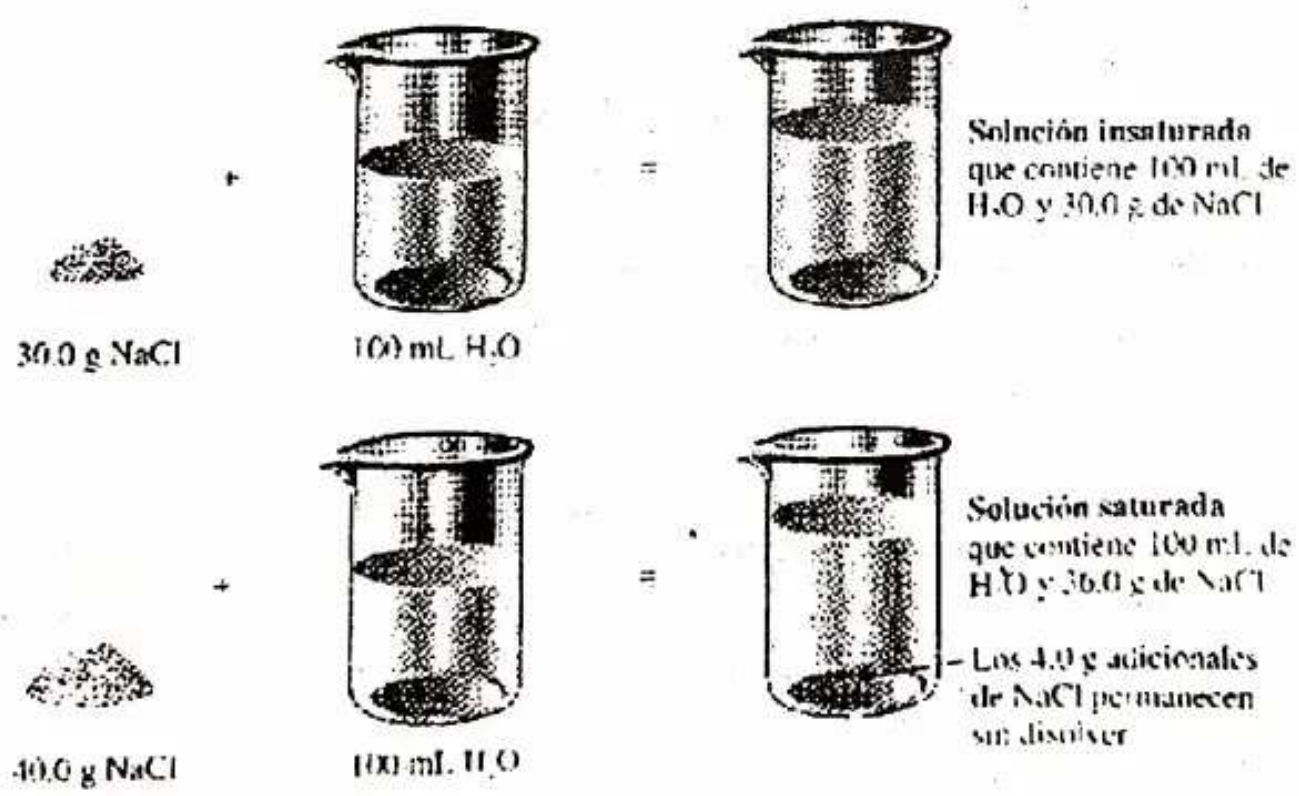

30.0 g NaCl
100 mL H₂O
Solución insaturada que contiene 100 mL de H₂O y 30.0 g de NaCl
40.0 g NaCl
100 mL H₂O
Solución saturada que contiene 100 mL de H₂O y 36.0 g de NaCl
Los 4.0 g adicionales de NaCl permanecen sin disolver

FIGURA 5.2 Solución diluida (insaturada) y solución saturada

Scanned with CamScanner

SOLUBILIDAD

Es la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en un volumen determinado de disolvente a una temperatura dada.

Las sustancias pueden ser solubles, ligeramente solubles o insolubles según se disuelvan total o parcialmente en un disolvente determinado .Por ejemplo, el azúcar es soluble en agua pero es insoluble en alcohol.

De manera general, solutos iónicos o polares se disuelven en disolventes polares. Solutos no polares se disuelven en disolventes no polares (Semejantes disuelven Semejantes, es el principio de la solubilidad).

FACTORES QUE MODIFICAN LA SOLUBILIDAD

1) Naturaleza del soluto y del disolvente:

El hecho de que una sustancia se disuelva o no en un disolvente determinado, depende de la intensidad de las fuerzas de atracción entre las partículas del soluto, entre las partículas del disolvente y entre las partículas del soluto y del disolvente. Si las dos primeras son mayores que la tercera, el soluto no se disuelve .En caso contrario, es decir si la tercera fuerza es mayor que las dos primeras, el soluto es soluble en el disolvente.

2) Temperatura :

Para soluciones sólido-liquido, a medida que aumenta la temperatura aumenta la solubilidad. Es decir que se disuelve mayor cantidad de soluto mientras mas alta es la temperatura. Por ejemplo, es un hecho comprobado que cierta cantidad de liquido caliente disuelve mas soluto que la misma cantidad de liquido frío.En cambio, si el soluto es un gas, la solubilidad aumenta a medida que la temperatura disminuye. A manera de ejemplo de esto, consideremos el hecho de que las bebidas gaseosas conservan mas CO_2 disuelto cuando se encuentran en la nevera que a temperatura ambiente.

3) Presión :

La presión afecta solo las soluciones que contienen solutos o disolventes en estado gaseoso. En estos casos la solubilidad aumenta con los aumentos de presión y disminuye cuando la presión disminuye. Como ejemplo de lo anterior podemos citar el grave problema que confrontan los buzos cuando salen muy rápidamente a la superficie. En este caso, las condiciones de alta presión en que se encuentran las personas debajo del agua , incrementa la solubilidad del nitrógeno (N_2) y del oxigeno (O_2) en la sangre. Al disminuir la presión a medida que ascienden hacia la

Scanned with CamScanner

superficie, si lo hacen rápidamente, disminuye la solubilidad de nitrógeno y oxigeno en la sangre y se desprenden pequeñas burbujas de estos gases que bloquean los capilares produciendo fuertes dolores, parálisis e incluso la muerte.

4) Tamaño de las partículas del soluto

Mientras mas pequeñas sean las partículas de soluto mayor será la solubilidad, ya que esto favorece la mezcla con el disolvente.

5) Agitacion

La agitación aumenta la solubilidad ya que aumenta el numero de choques entre las partículas de soluto y disolvente.

CONCENTRACION DE LAS SOLUCIONES

La relación que existe entre la cantidad de soluto disuelto y el volumen total de la solución, se conoce como concentración de la solución.

Hay varias formas de expresar esta relación, es decir, hay varias unidades de concentración. Entre las mas utilizadas están : molaridad (M) , formalidad (F) , molalidad (m) , normalidad (N) , porciento en peso (% P-P) , porciento peso-volumen (% P-V) , % volumen-volumen (% v-v) y partes por millón (ppm).

Trataremos solo las que corresponden a este programa de química básica.

MOLARIDAD O CONCENTRACION MOLAR (M)

Es la cantidad de moles de soluto disueltos en un litro de solución. Por ejemplo, una concentración uno molar, se representa 1M, e indica que en un litro de esa solución hay disuelto un mol de soluto. Una solución 0.5M es aquella que contiene 0.5 moles (½ mol) de soluto en cada litro de solución.

(1) $$M = \frac{moles}{Litros} = \frac{n}{L}$$

por lo tanto , sustituyendo moles (n) en (1) :

$$\text{numero de moles (n)} = \frac{gramos}{masa\ molar} = g / \mathcal{M}$$

$$2)\quad M = \frac{gramos / \mathcal{M}}{L}$$

Scanned with CamScanner

EJEMPLOS

Cual es la concentración molar de una solución preparada disolviendo 3.0 moles de NaCl en 5.0 litros de agua ?

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{litros}} = \frac{n}{L} = \frac{3.0 \text{ moles}}{5.0 \text{ litros}} = \boxed{0.6 \text{ M}}$$

2) Cuantos moles de HCl hay en 2.0 litros de una solución 0.5M ?

Despejando de la formula $M = \frac{\text{moles}}{\text{litros}} = \frac{n}{L}$

$n = M \times L = 0.5 \text{ M} \times 2.0 \text{ L} = \boxed{1 \text{mol}}$

3) Cuantos gramos de NaOH se necesitan para preparar 500 mL de una solución 0.25M ?

Despejando de la formula $M = \frac{g/\mathcal{M}}{L}$

$g = M \times \mathcal{M} \times L = 0.25\text{M} \times 40 \text{ g/mol} \times 0.5 \text{ L} = \boxed{5\text{g}}$

$L = mL / 1000 = 500/1000 = 0.5 \text{ L}$

$\mathcal{M}$ = masa Na + masa O + masa H = 23g + 16g +1g = 40g

PORCIENTO PESO-PESO (% P-P)

Esta unidad de concentración indica los gramos de soluto contenidos en 100 gramos de solución.

$$\text{\% peso-peso (\% p-p)} = \frac{g \text{ soluto}}{g \text{ solucion}} x100$$

EJEMPLOS

1) Calcular la concentración en %p-p de una solución preparada mezclando 135 gramos de $CuSO_4$ con 500 gramos de agua.

$$\text{\% P-P} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de solucion}} \times 100 = \frac{135 \text{ g}}{(135+500)\text{g}} \times 100 = \boxed{21.3\%}$$

Scanned with CamScanner

2) Cuantos gramos de soluto están contenidos en 1200 g de una solución 0.2% p-p ?

Despejando de la formula $\%\ P\text{-}P = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de solución}} \times 100$

$$\text{g de soluto} = \frac{\%p\text{-}p \times \text{g de solución}}{100} = \frac{0.2 \times 1200}{100} = \boxed{2.4\ g}$$

PORCIENTO PESO-VOLUMEN (% P-V)

Indica los gramos de soluto contenidos en 100 mL de solucion.

$$\%\ P\text{-}V = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{mL de solucion}} \times 100$$

EJEMPLOS

1) Cual es el % P-V de una solución que contiene 5 gramos de NaCl en 200 mL ?

$$\%\ P\text{-}V = \frac{5\ g}{200\ mL} \times 100 = \boxed{2.5\%p\text{-}v}$$

2) Cuantos gramos de soluto están contenidos en 3 litros de solución de bicarbonato de sodio al 2% p-v?

Despejando de la formula $\%\ P\text{-}V = \frac{\text{g de soluto}}{\text{mL de solucion}} \times 100$

$$\text{g de soluto} = \frac{\%\ p\text{-}v \times \text{mL de solucion}}{100} = \frac{2 \times 3000}{100} = \boxed{60\ g}$$

3 litros = (3 x 1000) mL = 3000 mL

PORCIENTO VOLUMEN-VOLUMEN (% V-V)

Indica el volumen de soluto contenido en 100 unidades de volumen de solución.

$$\%V\text{-}V = \frac{\text{mL de soluto}}{\text{mL de solucion}} \times 100$$

Scanned with CamScanner

EJEMPLOS

1) Cual es el % v-v de una solución preparada mezclando 120 mL de alcohol etílico con 500 mL

$$\% \text{ v-v} = \frac{120 \text{ mL}}{620 \text{ mL}} \times 100 = \boxed{19.3\ \%}$$

2) Cuantos mL de alcohol etílico hay en un litro de vino cuya etiqueta dice que contiene 2% v-v de alcohol ?

Despejando de la formula: $\%\text{V-V} = \frac{\text{mL de soluto}}{\text{mL de solucion}} \times 100$

Tenemos: $\text{mL de soluto} = \frac{\%\ \text{V-V} \times \text{mL de solución}}{100} = \frac{2 \times 1000 \text{ mL}}{100} = \boxed{\textbf{20mL}}$

CONCEPTO ACIDO-BASE Y pH

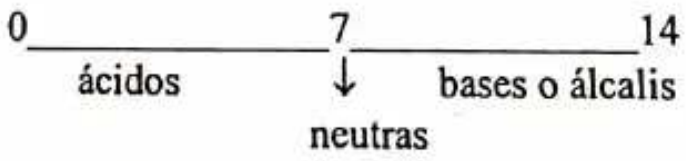
Las soluciones acuosas (soluto disuelto en agua) se clasifican, segun la concentración de ion hidrogeno, $[H^+]$ o hidrogenion , como :

- ácidas : cuando la concentración de ion hidrógeno, $[H^+] > 1x10^{-7}$ M.
  Ejemplos : el vinagre , ácido muriático , ácido bórico.

- básicas : cuando la concentración de ion hidrogeno, $[H^+] < 1x10^{-7}$ M.
  Ejemplos: la leche de magnesia, la lejía, el agua de mar.

- neutras : cuando la concentración de ion hidrogeno , $[H^+] = 1x10^{-7}$ M.
  Ejemplos: el agua.

El grado de acidez de una solución se mide mediante el pH .El valor de pH de una solución indica cuan ácida es esta. Se mide en una escala que va de cero hasta catorce. En ella los valores entre 0 y 7 corresponden a soluciones ácidas. Los valores entre 7 y 14 corresponden a soluciones básicas. El valor 7 es para las soluciones neutras.



Scanned with CamScanner

Para las soluciones ácidas, mientras menor sea el valor del pH (mas próximo a cero), mas ácida será la solución. Para soluciones básicas, mientras mayor sea el valor del pH (mas cerca de 14), mas básica será la solución.

El valor del pH se calcula con la siguiente formula: $pH = - \log [H^+]$

Escala de pH

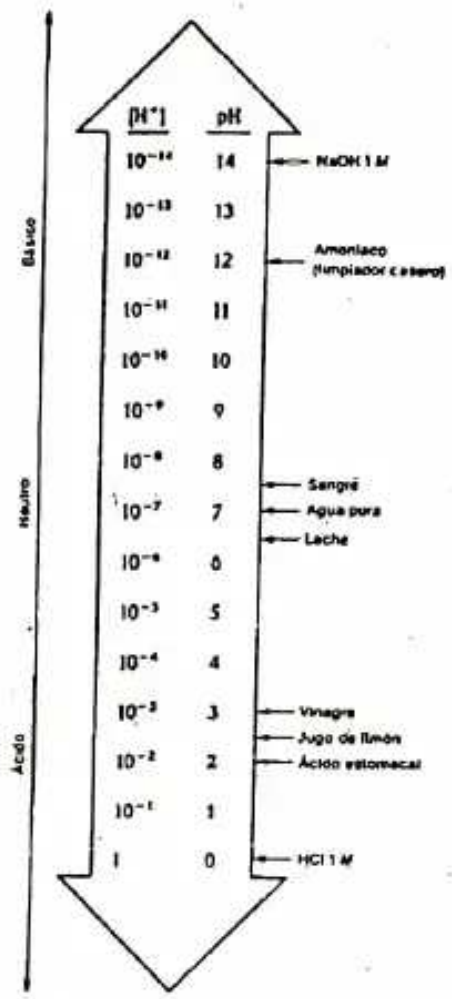


Figura
Escala de pH y valores de pH de algunas sustancias comunes.

Scanned with CamScanner

HOJA DE EVALUACIÓN
UNIDAD V. SOLUCIONES Y SOLUBILIDAD

NOMBRE_____**MATRICULA**_____

SECCION_____**PROFESOR**_____

Seleccione la respuesta correcta:

1.- Una solución que contiene la máxima cantidad de soluto que puede disolver a una temperatura dada es una:

a) solución diluida

b) solución no saturada

c) solución sobresaturada

d) solución saturada

2.- Una mezcla homogénea de dos o mas sustancias cuya composición puede variar dentro de ciertos limites es:

a)concentración

b) solución

c) molaridad

d) solubilidad

3. –Una solución 1.5 M indica:

a) 1.5 moles de soluto en 100 mL de solución

b) 1.5 litros de soluto en un 1 litro de Sol.

c) 1.5 moles de soluto en 1 litro de solución

d)1.5 moles de soluto en 1Kg de solución

4. – Una solución al 8% v-v indica:

a) 8g de soluto en 100 cc de solución

b) 8 cc de soluto en 1000 cc de solución

c) 8 g de soluto en 1000 mL de solución

d) 8 cc de soluto en 100 cc de solución

5.- A medida que disminuye la temperatura en una solución gas-liquido:

a) la solubilidad del gas disminuye

b) solubilidad del gas aumenta

c)) solubilidad del gas se queda igual

d) solubilidad aumenta y luego disminuye

Scanned with CamScanner

6- Es un ejemplo característico de una solución sólido-sólido:

a) aleaciones b) $C0_2$ en agua

c) vapor de agua en el aire d) mercurio en plata

7 - Una solución con un pH =6.5 es:

a) ligeramente ácida b) fuertemente ácida

c) ligeramente alcalina d) fuertemente alcalina

8 - Una solución es básica o alcalina cuando su pH:

a) es menor que 7 b) entre 0 y 5

c) entre 7 y 14 d) entre 6 y 8

9- Son dos factores que afectan la solubilidad de un soluto:

a) naturaleza del soluto y temperatura b) concentración y disolvente

e) temperatura y tamaño del recipiente d) tamaño de la partícula y molaridad

10.- A medida que aumenta la temperatura, en una solucion solido-liquido:

a) la solubilidad disminuye b) la solubilidad aumenta

c)la solubilidad se queda igual d) la solubilidad aumenta y luego disminuye

Scanned with CamScanner

EJERCICIOS

1.- Calcular la molaridad de una disolución preparada disolviendo 86g de Bromuro de bario ($BaBr_2$) en tres (3) litros de disolvente.

2.- Calcular la molaridad de una solución preparada disolviendo 426g de etilenglicol: ($C_2 H_6 O_2$) en 5350 mL de disolvente .

3.- Que peso en gramos de Na $H_2 PO_4$ se necesitan para preparar 2600 mL de una solución 2.5 Molar .

4.- Calcule los litros de una solución de hidróxido de Sodio (NaOH), que se necesitan para obtener 380g del compuesto si la concentracion es 3.5 Molar .

5.- Determine el número de moles que hay en 3200 mL de solución 3.5 Molar de Yoduro de Potasio (KI)

6.- Se disuelven 362g de azúcar en 800g de agua. Hallar su concentración en % p/p .

Scanned with CamScanner

7.- Hallar la concentración en % v/v de una disolución que contiene 260 cm^3 de alcohol disueltos en 2500 cm^3 de agua .

8.- 350g de soluto están disueltos en 2500 mL de solución. Hallar su concentración en % p/v .

9.- En 1050 mL de solución hay 95g de soluto. Determine su concentración en % p/v .

10.- Determine los gramos de soluto que hay en una solución de alcohol al 38% p/p, si disponemos de 2700g de solución.

Scanned with CamScanner

UNIDAD VI : DESARROLLO DE LA QUIMICA

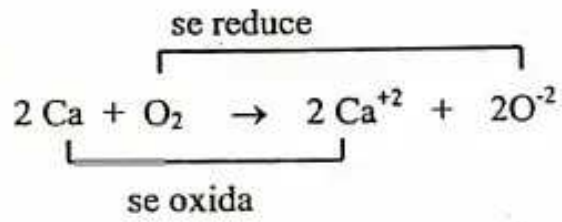
OXIDACION-REDUCCION

La oxidación es el proceso químico mediante el cual una sustancia cede ó pierde electrones cuando participa en una reaccion quimica.

La reducción es el proceso opuesto, o sea ganancia de electrones por una sustancia en una reacción química .

Ambos procesos ocurren de manera simultánea en las reacciones químicas que se conocen como **reacciones de oxido - reducción ó redox .**

Consideremos la siguiente reacción :



Esta se puede considerar como dos reacciones separadas :

1.- $2\,Ca \rightarrow 2\,Ca^{+2} + 4e^-$ Que implica la perdida de 2 electrones por cada átomo de calcio (total $4e^-$) .

2.- $O_2 + 4e^- \rightarrow 2\,O^{-2}$ Que implica la ganancia de 2 electrones por cada átomo de oxígeno (total $4e^-$) .

A la primera reacción se le llama **semireacción de oxidación** y a la segunda se le llama **semireacción de reducción** .La suma de ambas semireacciones da como resultado la reacción neta o global :

$$2\,Ca \rightarrow 2\,Ca^{+2} + 4e^-$$
$$O_2 + 4e^- \rightarrow 2\,O^{-2}$$
$$2\,Ca + O_2 + \cancel{4e^-} \rightarrow 2\,Ca^{+2} + 2\,O^{-2} + \cancel{4e^-}$$

Los electrones se cancelan ya que se encuentran en diferentes miembros de la ecuación. Note que el número de electrones que pierde una sustancia es el mismo que gana la otra .

Cuando el Calcio se oxida, actúa como **agente reductor** porque dona electrones el oxígeno para que este se reduzca. El oxígeno se reduce y actúa como **agente oxidante** porque acepta electrones del Calcio haciendo que este se oxide .

Scanned with CamScanner

En todo proceso redox, la sustancia que se oxida es el agente reductor, ya que al perder electrones produce la reduccion de la sustancia con la cual reacciona. La sustancia que se reduce es el agente oxidante, ya que al ganar electrones produce la oxidacion de la sustancia con la cual reacciona.

Para establecer quién se oxida y quién se reduce en una reacción redox, utilizaremos el concepto de **Número de oxidación** ó **estado de oxidación** .

El número de oxidación (N.O.) de un elemento es un número positivo o negativo que indica la capacidad de combinación de un elemento para formar un compuesto. Este número está relacionado con la polaridad del enlace . Estos N.O. aparecen en la tabla periodica.

Algunos elementos tienen un solo N.O. como los elementos del Grupo IA y IIA, el Aluminio, el Fluor; otros tienen más de uno como por ejemplo Cloro, Manganeso, Azufre. Para calcular el numero de oxidacion de los elementos que tienen más de uno, debemos aplicar las reglas que siguen.

Las reglas para asignar número de oxidación de un elemento son :

1.- Cualquier elemento en su estado libre tiene un número de oxidación igual a cero . Son ejemplos de elementos libres : Na , Mg , O_2 , H_2 , Fe , Cl_2 .

2.- El número de oxidación del Hidrógeno en un compuesto es +1 . Por ejemplo HCl donde N.O. del

H = +1. La excepción son los hidruros metálicos (compuestos formados por metal + hidrógeno), donde el hidrógeno aparece en la fórmula en segundo lugar . En estos casos el número de oxidación del hidrógeno es -1 . Por ejemplo en Na H el N.O. del H = -1 .

3.- El número de oxidación del oxígeno en un compuesto es -2 excepto en los peróxidos donde es -1 . Por ejemplo en el H_2O el N.O. del oxígeno es -2 . En el peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) H_2O_2 el N.O. del oxígeno es -1 .

Otra excepcion para el numero de oxidacion del oxigeno es el oxido de fluor (OF_2) donde el oxigeno tiene numero de oxidacion +2 , debido a que el fluor es el elemento mas electronegativo de todos.

4.- El número de oxidación de los elementos del grupo IA es +1 y del grupo IIA es +2 . Asi en NaCl el N.O. del Na = +1.

Scanned with CamScanner

5.- El número de oxidación de un ión monoatómico es igual a la carga del ión . Por ejemplo en Cl^{-1} el N.O. = -1 ; en Ca^{+2} , el N.O. = +2

6.- La suma algebráica de los números de oxidación para todos los elementos de un compuesto, debe ser cero . Si el compuesto es un ión poliatómico, esta suma será igual a la carga del ión. Por ejemplo para $Cl_2 O_5$, como el N.O. del oxígeno es -2, según la regla 2 , y hay 5 átomos de oxígeno en el compuesto : -2 x 5 = -10 . Luego, según la regla 6, los átomos de Cl deben tener una carga total de +10 para que +10 -10 = 0 (según regla 6); y como hay dos átomos de Cloro en el compuesto :

+ 10 ÷ 2 = +5. Concluímos que el N.O. del cloro en el compuesto es +5 y el del oxígeno es -2 .

Si el compuesto es iónico, como por ejemplo $Mn O_4^{-1}$: -2 x 4 = -8 (para 4 átomos de oxígeno) , luego para que la suma algebráica sea igual a -1, que es la carga del ión : -8 + x = -1 , de donde x = +7 , que es N.O. del Manganeso en el compuesto .

Veamos los siguientes ejemplos :

1.- CO_2 N.O. de oxígeno = -2 , como son dos átomos , la carga total será -2 x 2 = -4 . Luego el N.O. del Carbono será -4 + x = 0 de donde x = +4 .

2.- $C_2O_4^{-2}$ N.O. del oxígeno es igual a -2 , como hay 4 átomos , la carga total es -8 . Como la suma debe ser = -2 , la carga total que debe aportar el C es -8+ x = -2 , de donde x = +6 . como hay 2 átomos de C , el N.O. será +6 ÷ 2 = +3 .

Aplicando las reglas anteriores. podemos establecer en una reacción Redox, cual es el agente oxidante y cual es el agente reductor .Veamos un ejemplo :

$$\begin{array}{ccccccc} Cl_2 & + & Na\,Br & \rightarrow & Na\,Cl & + & Br_2 \\ 0 & & +1\ -1 & & +1\ -1 & & 0 \end{array}$$

Los elementos que variaron su N.O. fueron el Cloro, que cambia de 0 a -1 y el Bromo que cambia de -1 a 0. En la reacción del Cloro gana un electrón y por lo tanto **se reduce**, teniedo el papel de **agente oxidante**. El Bromo pierde un electrón y por lo tanto **se oxida**, teniendo el Na Br el papel del **agente reductor**.

Note que el elemento que aumenta su número de oxidación es el que se oxida. En cambio el que disminuye su número de oxidación es el que se reduce .

Aumenta el N.O.

⟶

Pierde electrones

Scanned with CamScanner

Disminuye el N.O.

←

Gana electrones

Veamos otro ejemplo :

$$\underset{+3\ -2}{Fe_2O_3} + \underset{+2\ -2}{CO} \rightarrow \underset{0}{Fe} + \underset{+4\ -2}{CO_2}$$

El Hierro Fe cambia de +3 a 0 es decir disminuye su N.O. por lo tanto **se reduce y es el agente oxidante.** El Carbono C cambia de +2 a +4 es decir aumenta su N. O. por lo tanto **se oxida y es el agente reductor .**

Aplicaciones de las reacciones Redox:

- **Pilas y Electrolisis :**

Las reacciones Redox son de dos tipos :

1.- ***Pilas ó baterias*** : Son aquellas que producen energía eléctrica y ocurren de manera espontánea . El polo o electrodo negativo de una pila se llama ánodo y en él ocurre la oxidación. El polo positivo se llama cátodo y en el ocurre la reducción.

Su aplicación es ampliamente conocida, ya que se usan como fuente de energía de radios, relojes, computadores ,marcapasos y otros dispositivos .

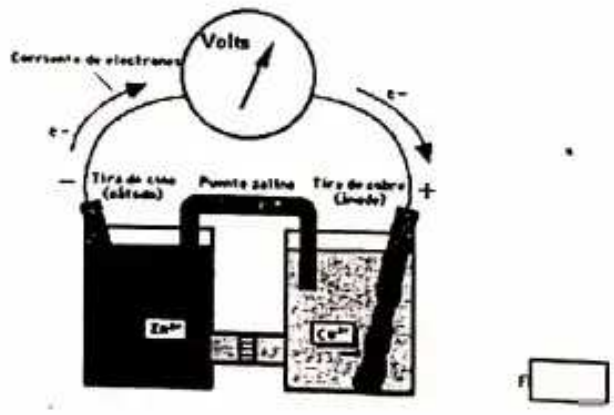


FIGURA 6.1 Esquema de una bateria.

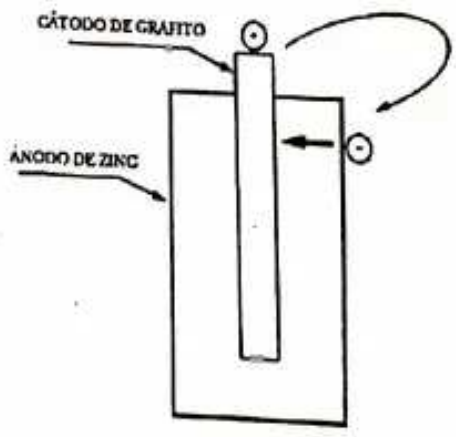


FIGURA 6.2 Celda seca común

Scanned with CamScanner

2.- ***Electrólisis*** : Son reacciones no espontáneas, que consumen energía eléctrica. Sus aplicaciones principales son: la obtención de metales a partir de sus sales y el proceso conocido popularmente como "baño" ó "niquelado" que consiste en recubrir un objeto con un metal (Au, Ag, Ni, ó Cr) para darle más valor ó simplemente para protegerlo de la corrosión. El nombre de este proceso redox es recubrimiento electrolítico ó protección catódica. En nuestro pais el proceso se conoce a nivel popular como "baño" (electrodeposición) .

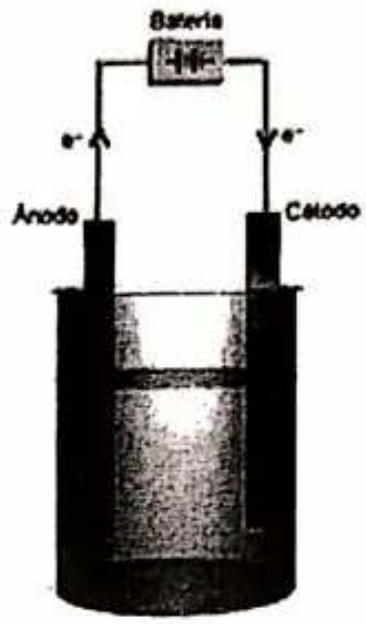


FIGURA 6.3 Proceso de electrólisis

Scanned with CamScanner

Problemas resueltos.-

1.- Determine el numero de oxidacion del elemento indicado:

a) N en N_2O_5

$$\overset{2X\ -10=0;\quad X=10/2=5}{\underset{-2}{N_2O_5}}$$

Solución: la carga del oxigeno es = -2 según la regla 3, pero hay 5 atomos por lo cual la carga total del oxigeno será 5 (-2) = -10. Aplicando la regla 6 y como hay 2 atomos de N: $2X + (-10) = 0$; $2X = 10$; $X = 10/2=5$

b) Cl en $MgCl_2$

$$\overset{+2\ +2X=0;\quad X=-2/2=-1}{\underset{+2}{MgCl_2}}$$

Solución: la carga del Mg siempre será +2 pero el Cl tiene varios N.O. por lo cual aplicamos la regla 6 : $+2+2X=0$; $2X=-2$; $X=-1$

c) C en CO_3^{-2}

$$\overset{X-6=-2;\quad X=-2+6=4}{\underset{-2}{CO_3^{-2}}}$$

Solución: la carga del oxigeno es –2 pero hay tres átomos por lo tanto: 3(-2)= -6. Como el C tiene varios N.O. Aplicamos la regla 6 teniendo en cuenta que el compuesto es un ión: X-6= -2 ; X = -2 +6 = 4.

d)N en NH_4^{+1}

$$\overset{x+4=+1;\quad X=+1+(-4)=-3}{\underset{+1}{NH_4^{+1}}}$$

Solución: la carga del hidrogeno es +1 pero hay cuatro átomos por lo tanto: 4(+1)= 4. Como el N tiene varios N.O. Aplicamos la regla 6 teniendo en cuenta que el compuesto es un ión: X+4= +1 ;
X = +1+(-4) = -3.

2.- En las ecuaciones siguientes, diga cual se oxida, cual se reduce, cual es el agente oxidante y cual es el agente reductor:

$$\overset{+4\ -2}{a)\ MnO_2} + \overset{+1\ -1}{HCl} \rightarrow \overset{+2\ -1}{MnCl_2} + \overset{0}{Cl_2} + \overset{+1\ -2}{H_2O}$$

Scanned with CamScanner

Solución: se determina el N.O. de cada elemento siguiendo el mismo procedimiento de los ejemplos anteriores. A continuación se determina el cambio en los números de oxidación entre reaccionantes y productos:

$Mn^{+4} \rightarrow Mn^{+2}$ disminuye el N.O. por lo tanto **se reduce.**

$Cl^{-1} \rightarrow Cl^{0}$ aumenta el N.O. por lo tanto **se oxida.**

Como el Mn^{+4} esta contenido en el compuesto **MnO_2**, este último será el **agente oxidante.**

Como el Cl^{-1} está contenido en el **HCl,** este último será el **agente reductor.**

NOTA: Obseve que tanto el agente oxidante como el reductor se encuentran entre los reaccionantes, nunca entre los productos.

b) $\overset{+1\ +5\ -2}{H\,N\,O_3} + \overset{+1\ -2}{H_2S} \rightarrow \overset{+2\ -2}{NO} + \overset{+4\ -2}{SO_2} + \overset{+1\ -2}{H_2O}$

Solución: $N^{+5} \rightarrow N^{+2}$ disminuye su estado, por lo tanto, **se reduce.**
$S^{-2} \rightarrow S^{0}$ aumenta su estado, por lo tanto, **se oxida.**

Como el N^{+5} está contenido en el **HNO_3,** este será el **agente oxidante.**

Como el S^{-2} esta en el **H_2S,** este será el **agente reductor.**

c) $\overset{+1\ +7\ -2}{KMnO_4} + \overset{+1\ -1}{HCl} \rightarrow \overset{0}{Cl_2} + \overset{+2\ -1}{MnCl_2} + \overset{+1\ -1}{KCl} + \overset{+1\ -2}{H_2O}$

Solución: $Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+2}$, disminuye su estado, por lo tanto, **se reduce.**
$Cl^{-1} \rightarrow Cl^{0}$ aumenta su estado, por lo tanto, **se oxida.**

Agente oxidante: $KmnO_4$ **Agente reductor: HCl**

Scanned with CamScanner

HOJA DE EVALUACIÓN
UNIDAD VI DESARROLLO DE LA QUIMICA

NOMBRE_____ **MATRICULA**_____

SECCION_____ **PROFESOR**_____

I Seleccione la respuesta correcta:

1.- El proceso por el cual una sustancia pierde electrones en una reacción química se llama:
a)oxidacion b) reducción
c) licuación d) evaporación

2.- Cuando una sustancia se reduce:
a)aumenta su numero de oxidación b) disminuye su numero de oxidación
c) se oxida d) es el agente reductor

3.- La reduccion es:
a) perdida de electrones b) ganancia de electrones
c)aumento en el N.O. d) tanto b como c

4.- Para recubrir un objeto con metal se utiliza el proceso quimico llamado:
a)pila b)electrolisis
c)oxidación d) ánodo

5.- Las reacciones redox que producen energia electrica son:
a)pilas b) electrolisis
c) oxidación d) reduccion

6.- Cuando una sustancia se oxida:
a)aumenta su numero de oxidación b) disminuye su numero de oxidación
c) se reduce d) es el egente oxidante

7.-Cuando una sustancia gana electrones en una reaccion quimica:
a)aumenta su numero de oxidación b) disminuye su numero de oxidación
c) se oxida d) es el egente reductor

8.-El N.O. de los elementos libres es:
a) el número del grupo de la tabla periodica b) –2
c) el número del periodo de la tabla periodica d)cero

Scanned with CamScanner

9.- El N.O. del oxigeno en los compuestos es:

a)+2 b)-1

c)-2 d) cero

10.-En una pila la reducción ocurre en el polo llamado:

a)cátodo b) ánodo

c) polo positivo d)tanto **b** como **c**

II - EJERCICIOS

1) Determine el estado de oxidación del elemento indicado en cada caso.

a) Br en $HBrO_3$ b) N en HNO_2 c) Cl en HClO d) P en H_3PO_4

e) I en HIO_3 f)S en HSO_4^{1-} g) Se en $HSeO_4^{1-}$ h) C en $NaHCO_3$

i) N en $Ba(NO_3)_2$ j) B en Na_3BO_3 k)P en $H_2PO_3^{1-}$ y HPO_4^{2-}

III-Ejercicios.

En cada reacción diga quien aumenta y quien disminuye su estado de oxidación, cual es el agente oxidante y cual es el agente reductor

1- $HNO_3 + HI \longrightarrow NO + I_2 + H_2O$

2- $KI + H_2SO_4 \longrightarrow H_2S + H_2O + I_2 + K_2SO_4$

3- $Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

4- $C + H_2SO_4 \longrightarrow CO_2 + SO_2 + H_2O$

5- $HNO_3 + I_2 \longrightarrow NO_2 + H_2O + HIO_3$

6- $Ag + H_2SO_4 \longrightarrow Ag_2SO_4 + SO_2 + H_2O$

7- $Sb + HNO_3 \longrightarrow Sb_2O_5 + NO + H_2O$

8- $Na_2TeO_3 + NaI + HCl \longrightarrow NaCl + Te + I_2 + H_2O$

9- $Bi(OH)_3 + K_2SnO_2 \longrightarrow Bi + K_2SnO_3 + H_2O$

10- $Mn(NO_3)_2 + NaBiO_3 + HNO_3 \longrightarrow HMnO_4 + Bi(NO_3)_3 + NaNO_3 + H_2O$

11- $CoSO_4 + KI + KIO_3 + H_2O \longrightarrow Co(OH)_2 + K_2SO_4 + I_2$

12- $I_2O_5 + CO \longrightarrow I_2 + CO_2$

13- $PbS + H_2O_2 \longrightarrow PbSO_4 + H_2O$

14- $HSbCl_6 + H_2S \longrightarrow H_3SbCl_6 + S$

15- $NiS + HCl + HNO_3 \longrightarrow NiCl_2 + NO + S$